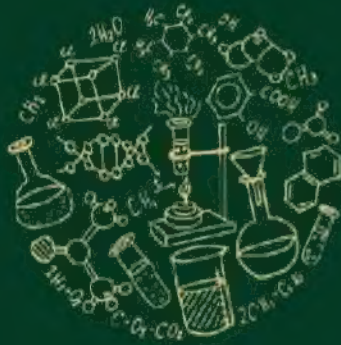




وزارة التربية والتعليم
الإدارة المركزية لتطوير المناهج
إدارة تنمية مادة العلوم

الكيمياء



الصف الثاني الثانوي
2024 / 2023



المراجع
أ/ عبدالله عبدالواحد عباس

الإشراف الفني
مستشار العلوم
د/ عزيزة رجب خليفة

رئيس الإدارة المركزية لتطوير المناهج
د/ أكرم حسن

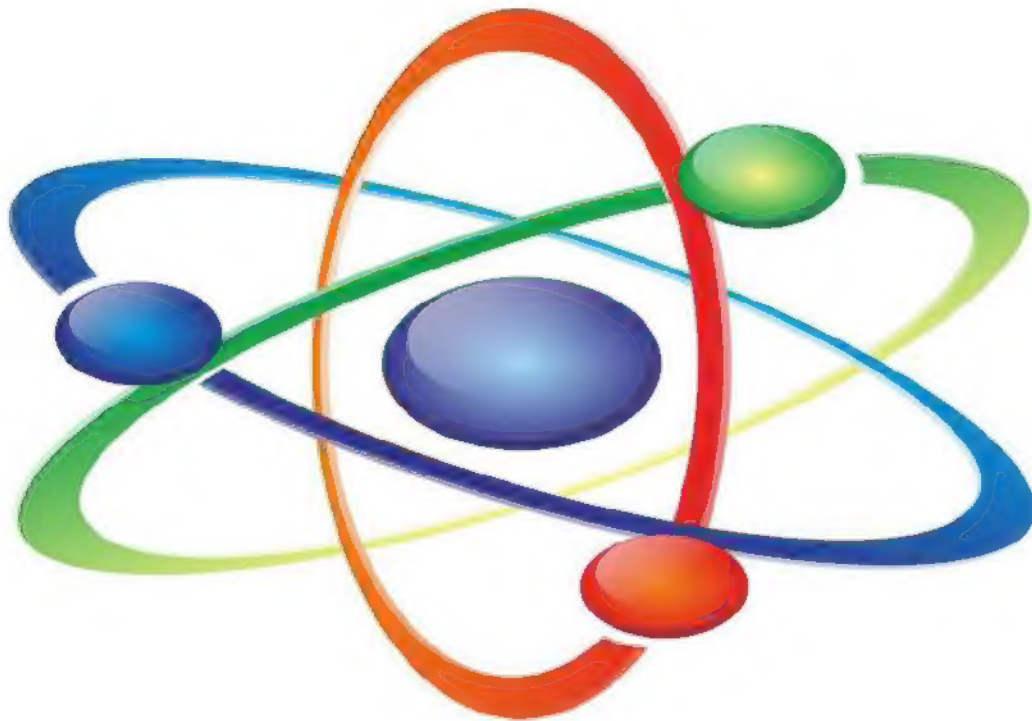
الباب الأول

بنية الذرة

لجنة الإعداد

أ/ سامح وليم صادق يوسف
أ/ إيمان بالله إبراهيم محمد
أ/ مينا عطية عبد الملك

بنية الذرة



الفصل الأول / تطور مفهوم بنية الذرة

الفصل الثاني / الطيف الذري وتفسير نظرية بور

الفصل الثالث / أعداد الكم

الفصل الرابع / قواعد توزيع الإلكترونات



الفصل الأول

تطور مفهوم بنية الذرة

1- تصور ديموقراطيس

❖ تخيل ديموقراطيس (فيلسوف إغريقي) أنه عند تجزئة أي قطعة مادية إلى أجزاء وتجزئة هذه الأجزاء إلى ما هو أصغر منها وهكذا حتى يمكن الوصول إلى أجزاء لا تقبل التجزئة أو الانقسام كل جزء منها يمثل جسيماً أطلقوا عليه اسم الذرة (atom) ❖ الذرة غير قابلة للتجزئة أو التقسيم.

2- تصور أرسطو

رفض فكرة الذرة في القرن الرابع قبل الميلاد.
تبني فكرة أن كل المواد مهما اختلفت طبيعتها تتكون من أربع مكونات هي: (الماء والهواء والتراب والنار).
اعتقد أنه يمكن تحويل المواد الرخيصة مثل الحديد أو النحاس إلى مواد نفيسة كالذهب وذلك بتغيير نسب هذه المكونات الأربعة.
أدى هذا التفكير غير المنطقي لشل تطور علم الكيمياء لأكثر من ألف عام لانشغال العلماء بكيفية تحويل المعادن الرخيصة إلى معادن نفيسة.



3- تصور بويل

رفض العالم الأيرلندي بويل مفهوم أرسطو عام 1661 ووضع أول تعريف للعنصر



مادة نقية بسيطة لا يمكن تحليلها إلى ما هو أبسط منها
الكيميائية المعروفة

العنصر

❖ **المادة النقية** وفقاً لتصور بويل هي مادة تحتوي على نوع واحد من الذرات فمثلاً Cl_2 عنصر بينما NaCl لا يعتبر عنصر لأنه يتكون من عنصرين مختلفين.
❖ **الطرق الكيميائية المعروفة** يقصد بها الضغط والحرارة.

4- ذرة دالتون



ذرة دالتون

أجرى العالم **جون دالتون** العديد من التجارب والأبحاث أول نظرية عن تركيب الذرة عام 1803

❖ **فروض النظرية الذرية لدالتون:-**

- 1) المادة تتكون من دقائق صغيرة جداً تسمى الذرات.
- 2) كل عنصر يتكون من ذرات مصمتة متناهية في الصغر غير قابلة للتجزئة (الانقسام).
- 3) ذرات العنصر الواحد متشابهة في الكتلة، ولكنها تختلف من عنصر إلى آخر.
- 4) يتكون المركب من اتحاد ذرات العناصر المختلفة بنسب عددية بسيطة.

ملاحظات هامة

اتفق دالتون مع فلاسفة الإغريق في أن المادة تتكون من ذرات.

اتفق دالتون مع فلاسفة الإغريق في أن الذرة غير قابلة للتجزئة.

وحدة بناء المادة عند فلاسفة الإغريق وجون دالتون هي الذرة.

وحدة بناء المادة عند أرسطو هي الماء والهواء والتراب والنار.

وحدة بناء المادة عند بويل هو العنصر.

جون دالتون هو صاحب أول نظرية ذرية على أساس نظري.

أخطأ جون دالتون عندما وصف الذرة على أنها مصمتة.

لاحظ الفرق بين

المادة: قد تكون عبارة عن عنصر أو مركب أو مخلوط

العنصر: مادة نقية تحتوي على نوع واحد من الذرات.

المركب: ناتج اتحاد كيميائي بين عنصرين أو أكثر.

المخلوط: خلط عنصرين أو أكثر مع بعضهما أو خلط مركبين أو أكثر مع بعضهما دون حدوث تفاعل كيميائي بين مكونات المخلوط (مثل السكر والرمل)

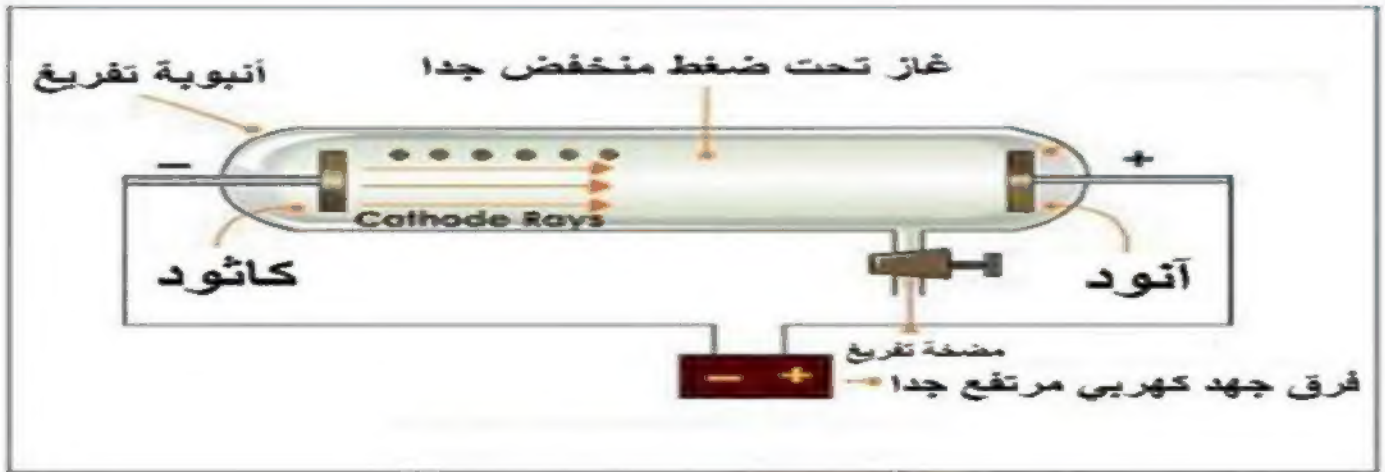
5- ذرة طومسون

❖ أبو الإلكترون ومكتشف أشعة المهبط

اكتشاف أشعة المهبط

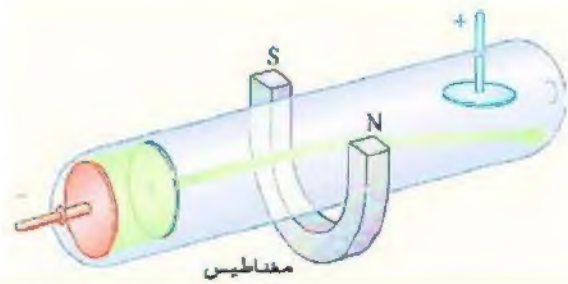
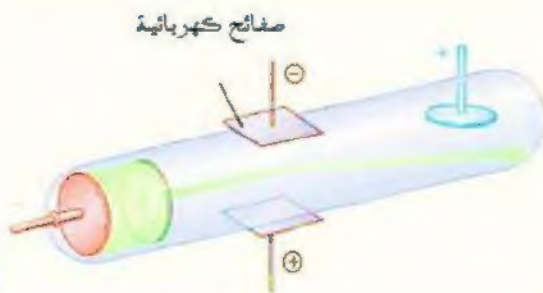
❖ جميع الغازات تحت الظروف العادية من الضغط ودرجة الحرارة عازلة للكهرباء.
 ❖ أجرى العالم **طومسون** عام 1897 تجارب على التفريغ الكهربى خلال الغازات داخل أنبوبة زجاجية كما بالرسم فوجد أن:

- 1) إذا فرغت الأنبوبة من الغاز بحيث يصبح ضغط الغاز فيها منخفض جداً فإن الغاز يصبح موصلًا للكهرباء إذا تعرض لفرق جهد مناسب.
- 2) إذا زيد فرق الجهد بين القطبين إلى حوالي 10000 فولت (عشرة آلاف فولت) يلاحظ انطلاق سيل من الأشعة غير المنظورة من المهبط (الكاثود) إلى المصعد (الأنود) تسبب وميضاً لجدار أنبوبة التفريغ سميت هذه الأشعة بأشعة المهبط.



هي سيل من الأشعة غير المنظورة تنتج من المهبط تحت ظروف خاصة من الضغط المنخفض جداً والحرارة العالية جداً وتسبب وميضاً لجدار أنبوبة التفريغ.

أشعة المهبط

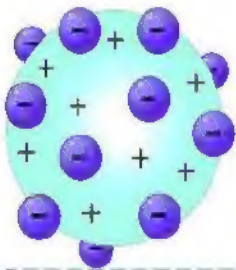


خواص أشعة المهبط

أهم خواص أشعة المهبط:

- 1- تتكون من دقائق مادية صغيرة سالبة الشحنة أطلق عليها اسم الإلكترونات. أشعة المهبط سالبة الشحنة والدليل على ذلك أنها تتحرك من المهبط ((القطب السالب)) إلى المصعد ((القطب الموجب)).
- 2- تسير في خطوط مستقيمة.
- 3- لها تأثير حراري.
- تعمل على ارتفاع درجة حرارة الأنود الذي تصدم به لأنها تعمل على تحويل الطاقة الحركية إلى طاقة حرارية.
- 4- تتأثر بكل من المجالين الكهربائي والمغناطيسي.
- أشعة المهبط عبارة عن دقائق سالبة الشحنة وتتأثر بالمجال المغناطيسي لأن أي جسم مشحون متحرك يتولد حوله مجال مغناطيسي أو عند تعرضها لمجال كهربائي تنحرف نحو القطب الموجب.
- 5- لا تختلف في سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز لأنها تدخل في جميع المواد

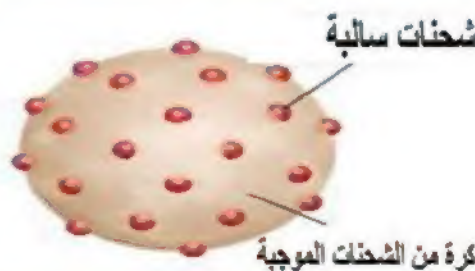
الذرة عند طومسون



عبارة عن كرة مصمتة متجانسة من الشحنات الكهربائية الموجبة مغمور بداخلها عدد من الإلكترونات السالبة، تكفي لجعل الذرة متعادلة كهربياً

ملاحظات هامة

- ❖ اتفق طومسون مع ديموقراطيس ودالتون على أن المادة تتكون من ذرات.
- ❖ اتفق طومسون مع دالتون على أن الذرة مصمتة.
- ❖ أشعة المهبط اكتشفها العالم طومسون وسميت فيما بعد بالإلكترونات.
- ❖ مصدر الإلكترونات داخل أنبوبة التفريغ هي الذرات المكونة للغاز أو المادة المعدنية للكاثود.



6- ذرة رذرفورد

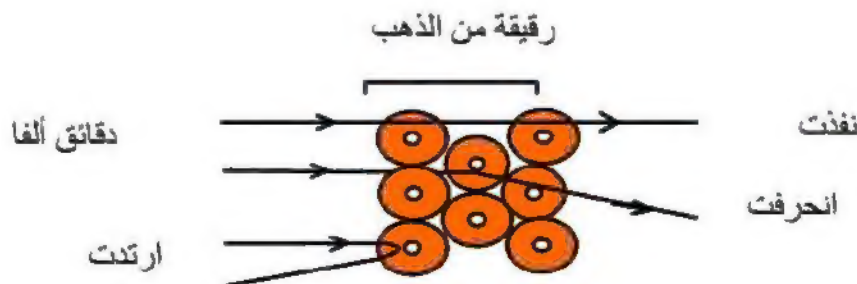
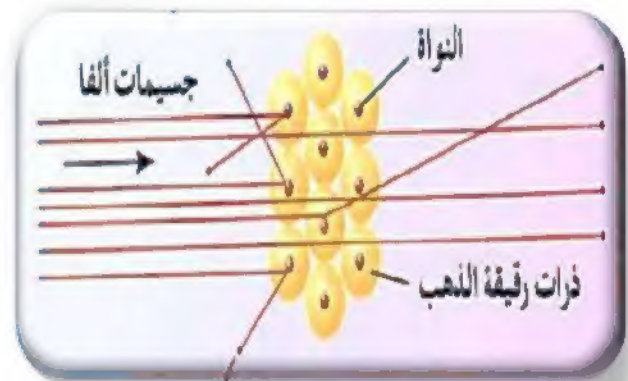
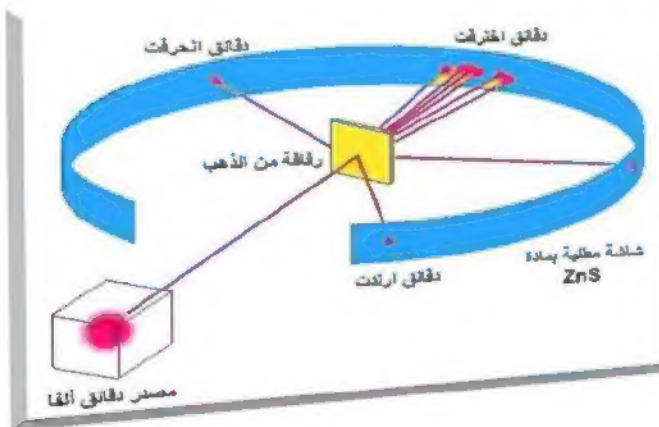
أجرى العالمان (جيجر و ماريسدن) عام 1911 بناء على اقتراح رذرفورد - تجربة رذرفورد الشهيرة

الادوات المستخدمة

- (1) صندوق من الرصاص بداخله مصدر لجسيمات ألفا (α)
- (2) لوح معدني مبطن من كبريتيد الخارصين (ZnS): تظهر وميض عند اصطدام جسيمات ألفا بها.
- (3) صفيحة رقيقة جداً من الذهب (Au).

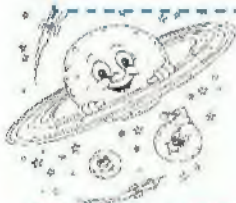
خطوات التجربة

سُمح لجسيمات ألفا الموجبة أن تصطدم باللوح المعدني المبطن بطبقة كبريتيد الخارصين. تم تحديد مكان وعدد جسيمات ألفا المصطدمة باللوح من الومضات التي ظهرت على اللوح. تم وضع صفيحة رقيقة جداً من الذهب لتعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح.



المشاهدة	التفسير	الاستنتاج
1- معظم جسيمات ألفا ظهر أثرها في نفس المكان الذي ظهرت فيه قبل وضع شريحة الذهب.	نفاذ معظم جسيمات ألفا خلال صفيحة الذهب دون انحراف.	الذرة معظمها فراغ وليست مصمتة كما تصورها (طومسون ودالتون)
2- ظهرت بعض ومضات على الجانب الآخر من اللوح المعدني	ارتداد جسيمات ضئيلة جداً من جسيمات ألفا إلى الخلف في عكس مسارها بعد اصطدامها بصفيحة الذهب أي إنها لم تنفذ	يوجد بالذرة جسيم كثافته كبيره ويشغل حيز صغير جداً، وتتركز فيه معظم كتلة الذرة هو نواة الذرة
3- بعد وضع شريحة الذهب ظهرت بعض الومضات على جانبي الموضع الأصلي لها.	انحراف نسبة ضئيلة من جسيمات ألفا عن مسارها (ينحرف جسيم واحد كل 20000 جسيم)	نواة الذرة موجبه الشحنة لذا تنافرت مع جسيمات ألفا (وهي أيضا موجبه الشحنة مما أدى إلى انحراف هذه الجسيمات عن مسارها).

من هذه التجارب وتجارب أخرى قدم العالم **رذرفورد** النظرية الأولى عن الذرة على أساس تجريبي

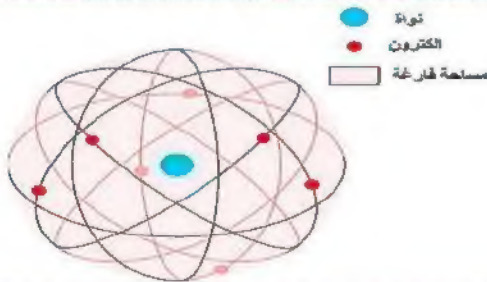


فروض نموذج ذرة رذرفورد

الذرة

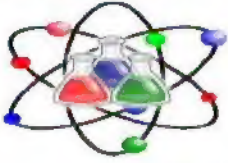
- ❖ رغم صغرها المتناهي فهي معقدة التركيب تشبه في تكوينها المجموعة الشمسية (علل) لأنها تتكون من نواة مركزية (مثل الشمس) تدور حولها الإلكترونات (مثل الكواكب).
- ❖ الذرة ليست مصمتة (علل) لوجود مسافات شاسعة بين النواة وبين المدارات الإلكترونية.

النواة



أصغر كثيراً من الذرة.
تتركز فيها الشحنة الموجبة وذلك لوجود البروتونات الموجبة والنيوترونات المتعادلة.
تتركز فيها معظم كتلة الذرة لإهمال كتلة الإلكترونات.

الإلكترونات



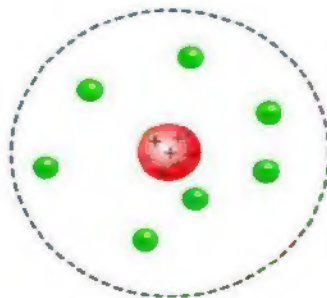
- ❖ سالبة الشحنة.
- ❖ كتلتها ضئيلة بالنسبة لكتلة النواة.
- ❖ علل: الذرة متعادلة كهربياً؟
- لأن عدد البروتونات الموجبة داخل النواة تساوي عدد الإلكترونات السالبة التي تدور حول النواة.
- ❖ علل: تدور الإلكترونات حول النواة بسرعة كبيرة في مدارات خاصة رغم قوى الجذب المتبادلة؟
- لأن الإلكترونات تخضع في دورانها حول النواة إلى قوتين متبادلتين متساويتين مقداراً ومتضادتين اتجاههما:
- (أ) قوة جذب النواة الموجبة للإلكترونات.
- (ب) قوة طرد مركزية ناشئة عن دوران الإلكترون حول النواة.

ملاحظات هامة

- ❖ استخدم رذرفورد جسيمات ألفا لأنها ثقيلة مما يجعلها بطيئة فيسهل رصدها كما أنها موجبة الشحنة
- ❖ استخدم رذرفورد عنصر الذهب لأنه لين وبالتالي يسهل تشكيله (يقبل التورق) كما أنه عنصر خامل وشحنة نواته كبيرة نسبياً.
- ❖ نتيجة لاختلاف زوايا الانحراف لأشعة ألفا على الشريحة، أثبت ذلك أن البروتونات غير موزعة بانتظام داخل النواة (الشحنة الموجبة غير متجانسة داخل الذرة).

قصور نموذج ذرة رذرفورد

- ➔ فشل نظرية رذرفورد للتركيب الذري لأنها لم توضح النظام الذي تدور فيه الإلكترونات حول النواة.



تطور مفهوم بنية الذرة

أسئلة الفصل الأول

اختر الإجابة الصحيحة

1- كل مما يأتي يندرج تحت فكرة أرسطو عن المادة، ما عدا:

- ① افترض أن التراب جزء من مكونات الذهب
- ② اعتقد بإمكانية تحويل النحاس إلى ذهب
- ③ افترض أن العنصر يتكون من ذرات
- ④ تصور أن مكونات الحديد هي نفسها مكونات الفضة ولكن بنسب مختلفة

2- أي مما يأتي من تصور بويل عن المادة؟

- ① المادة النقية التي لا تنقسم تسمى عنصر
- ② المادة تتكون من عناصر مختلفة قابلة للتجزئة
- ③ المادة تتكون من عناصر متشابهة قابلة للتجزئة
- ④ المادة النقية تتحلل إلى ما هو أبسط منها بالحرارة

3- أي من الأشكال التالية يمثل ذرات عنصر؟



4- كل مما يأتي من تطبيقات نظرية دالتون، ما عدا:

- ① ذرة الكربون أثقل من ذرة الهيدروجين
- ② الذرة لا تنجزأ إلى مكونات أصغر
- ③ كتل جميع الذرات المختلفة متساوية
- ④ يتحد ذرتان من الهيدروجين مع ذرة من الأكسجين لتكوين جزيء ماء

5- طبقاً لنظرية دالتون، فإن الذرة:

- ① تحتوي على إلكترونات سالبة
- ② تحتوي على نواة موجبة
- ③ متعادلة كهربائياً
- ④ لا تحتوي على أي جسيمات

6- كل مما يأتي من فروض نظرية دالتون، ما عدا.....

- ① يتكون العنصر من دقائق أصغر لا تقبل التجزئة
- ② الذرة متناهية الصغر
- ③ تتكون الذرة من نواة وإلكترونات
- ④ ذرات العنصر الواحد متشابهة

7- الشكل المقابل يوضح النموذج الذري ل.....

- ① بويل
- ② دالتون
- ③ طومسون
- ④ رذرفورد

8- تاريخ إثبات وجود نواة بذرة العنصر يعود إلى ما بعد العالم.....

- ① بور
- ② طومسون
- ③ هايزنبرج
- ④ رذرفورد

9- يتفق كل من دالتون وطومسون في أن ذرة الكربون.....

- ① تحتوي على إلكترونات سالبة
- ② متعادلة كهربائياً
- ③ لا يوجد بها فراغات
- ④ كرة متجانسة

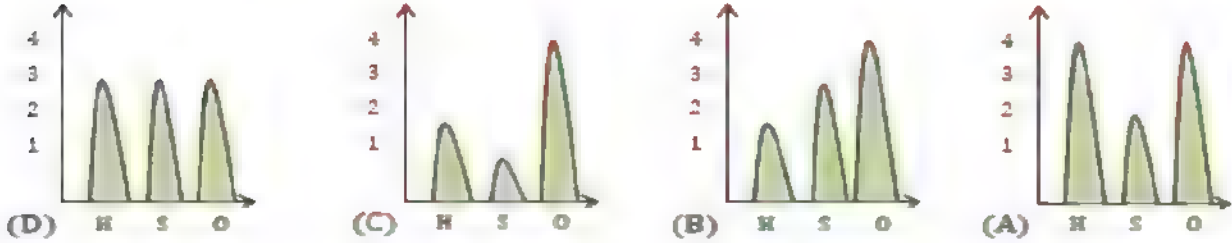
10- فكرة أن "الذرة غير قابلة للتجزئة" أيها كل من:

- ① ديموقراطيس وطومسون
- ② ديموقراطيس ودالتون وطومسون
- ③ ديموقراطيس ودالتون
- ④ طومسون ورنفورد

11- طبقاً لنظرية دالتون، فإن ذرات المركب تكون:

- ① متشابهة وبنسب عددية متساوية
- ② مختلفة وبنسب عددية متساوية
- ③ متشابهة وبنسب عددية مختلفة
- ④ مختلفة وبنسب عددية بسيطة

12- حمض الكبريتيك يتكون من ذرات (H, S, O) وصيغته (H_2SO_4)، أي مما يأتي يتفق مع نظرية دالتون من حيث تكوين هذا المركب؟؟



13- اتفق ديموقراطيس ودالتون في أن:

- ① كتل الذرات تختلف من عنصر إلى آخر
- ② المادة تتكون من ذرات غير مصمتة
- ③ الذرة متناهية الصغر لا تقبل التجزئة
- ④ المركب يتكون من اتحاد ذرات العناصر المختلفة

14- كل مما يأتي من مفهوم نظرية دالتون، ما عدا.....

- ① كتل ذرات الحديد تختلف عن كتل ذرات الألومنيوم
- ② يتكون مركب الهيدروبروميك من ذرات البروم فقط
- ③ يتكون جزيء الماء من ذرتين هيدروجين وذرة أكسجين واحدة
- ④ كتل ذرات الصوديوم الموجودة في عينة منه جميعها متساوية

15- من خواص أشعة المهبط:

- ① لها شحنة وليس لها كتلة
- ② لها كتلة وليس لها شحنة.
- ③ ليس لها كتلة وغير مشحونة
- ④ لها كتلة ومشحونة كهربياً.

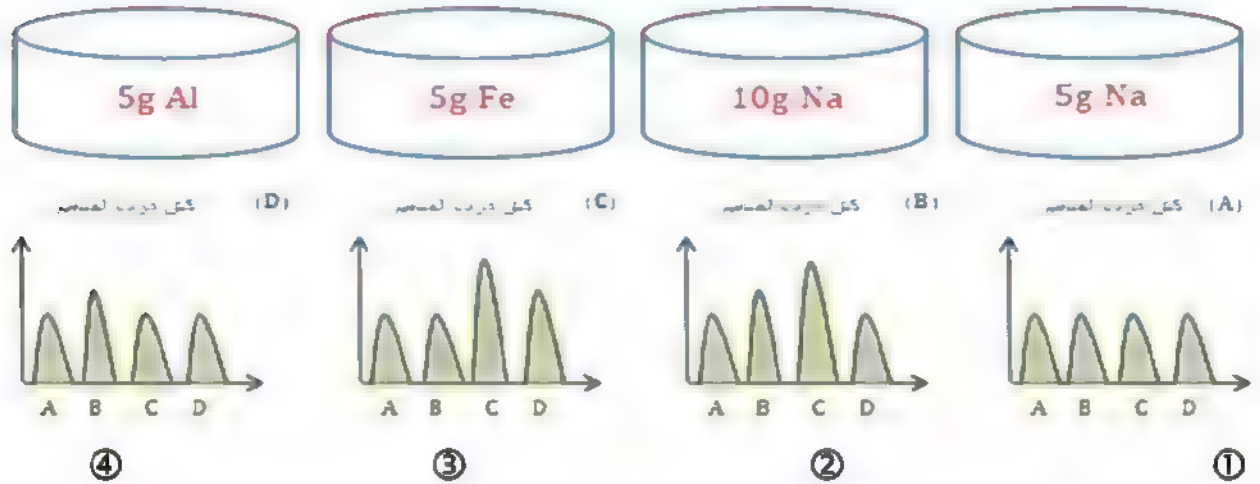
16- أي مما يأتي لا يعد من خواص أشعة المهبط؟؟

- ① تتأثر بالمجال المغناطيسي والكهربائي
- ② تختلف خواصها باختلاف مادة الكاثود
- ③ تسبب توهج عند اصطدامها بجدار أنبوبة التفريغ
- ④ لا يتغير سلوكها عند تغيير الغاز الموجود في أنبوبة التفريغ

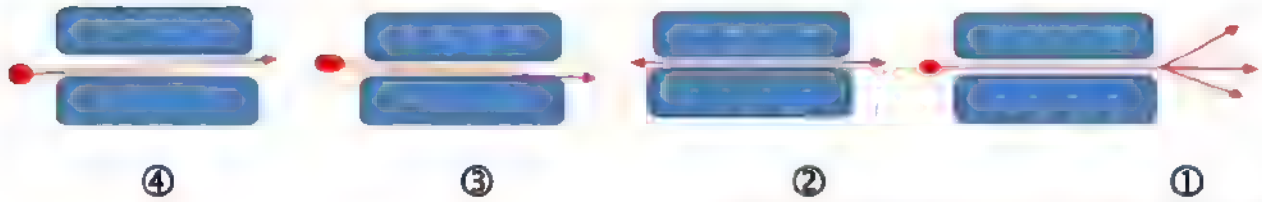
17- أول من افترض أن الذرة بها شحنات موجبة هو:

- ① بويل
- ② طومسون
- ③ دالتون
- ④ رنرورد

18- لديك العينات التالية (A,B,C,D) اختر الشكل البياني الذي يتفق مع نظرية دالتون لوصف النسب بين كتلة ذرة واحدة من كل عينة من العينات الآتية:



19- أي من الأشكال التالية يعبر عن مسار أشعة المهبط؟؟



20- أي مما يلي لا يصف أشعة المهبط؟؟

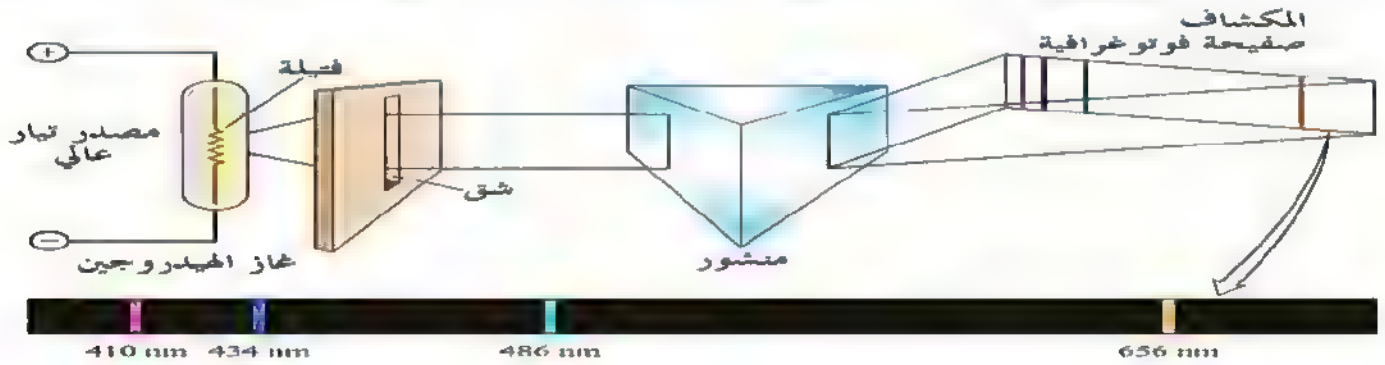
- ① يمكن أن تصدر من تأين غاز الأنبوبة
② يمكن أن تصدر من مادة المهبط
③ تنحرف ناحية القطب الموجب
④ أشعة كهرومغناطيسية وليست جسيمات مادية

الفصل الثاني

الطيف الذري وتفسير نظرية بور

طيف الانبعاث (الطيف الخطي)

- ❖ عند تسخين ذرات عنصر نقي في الحالة الغازية أو البخارية لدرجات حرارة مرتفعة أو تعريضها لضغط منخفض في أنبوب التفريغ الكهربائي فإنه ينبعث منها إشعاع يطلق عليه طيف الانبعاث (الطيف الخطي)
- ❖ يظهر هذا الطيف الذري عند فحص الإشعاع وتحليله بواسطة جهاز يعرف باسم المطياف (الاسبكتروسكوب)
- ❖ يكون الطيف على هيئة عدد صغير محدد من خطوط ملونة تفصل بينها مساحات معتمة لذا يعرف طيف الانبعاث بالطيف الخطي



عدد محدد من خطوط ملونة تنتج من تسخين ذرات العناصر في الحالة الغازية أو البخارية إلى درجات حرارة عالية أو تعريضها لضغط منخفض في أنبوبة التفريغ الكهربائي

الطيف الخطي

المطياف الاسبكتروسكوب: هو جهاز يستخدم لتحليل الضوء إلى مكوناته وأول من اخترعه هو نيوتن واستخدمه في تحليل الضوء المرئي.

الحصول على طيف الانبعاث (الطيف الخطي)

يتم الحصول عليه بتسخين ذرات العناصر وهي في الحالة البخارية أو الغازية إلى درجات حرارة عالية وتعريضها إلى ضغط منخفض أو بإمرار شرارة كهربائية ينبعث منها إشعاع (طيف) يظهر عند فحصه بالمطياف إنه يتكون من عدد محدود من خطوط ملونه تفصل بينها مسافات معتمة.

فكرة الطيف الخطي: هو إثارة الذرة فتنتقل الإلكترونات إلى المستوى الأعلى ثم عندما تدور حول النواة تفقد جزءاً من طاقتها في صورة أطيف ملونة.

دراسة الطيف الخطي لذرة الهيدروجين

عند فحصه بالمطياف وجد أنه يتكون من أربعة خطوط ملونة (أحمر - أخضر - أزرق - بنفسجي) تفصل بينهم مسافات معتمة.

أهمية دراسة طيف الانبعاث:

بدراسة الطيف الخطي لأشعة الشمس (وجد أنها تتكون أساساً من H, He) بدراسة طيف الانبعاث الخطي لذرات الهيدروجين تمكن بور من وضع نموذج الذرة الذي استحق عليه جائزة نوبل.

علل: الطيف الخطي صفة أساسية ومميزة لكل عنصر؟؟

لأن لكل عنصر طيف خطي له طول موجي وتردد خاص به.

علل: يسمى الطيف الخطي بهذا الاسم؟؟

لأنه عبارة عن عدد صغير محدود من خطوط ملونة تفصل بينها مسافات معتمة

علل: يمكن التمييز بين العناصر المختلفة عن طريق دراسة طيفها الخطي؟؟

لأن الطيف الخطي للعنصر صفة أساسية ومميزة له، فلا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطي

علل: يتكون طيف ذرة الهيدروجين من أكثر من مجموعة خطوط طيفية؟؟

وذلك بسبب تعدد مستويات الطاقة التي ينتقل الإلكترون المثار منها إلى المستوى الأصلي.

علل: إنتاج ذرات العنصر الواحد لعدة خطوط طيفية؟؟

لأن الخطوط الطيفية للعنصر الواحد تنتج من انتقال الإلكترونات بين مستويات الطاقة المختلفة.

ملاحظات هامة

- ❖ الطيف الخطي لأي عنصر صفة مميزة وأساسية له فلا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطي.
- ❖ في الطيف الخطي يكون عدد الخطوط والمسافة بين المناطق الملونة غير متساوية.
- ❖ الطيف الخطي ينتج عند تسخين الغازات وأبخرة المواد لدرجة حرارة مرتفعة أو ضغط منخفض.
- ❖ إذا اكتسب الإلكترون طاقة عندها يزداد دورانه حول النواة وتزداد معها القوة الطاردة المركزية، بحيث تكون أقوى من قوي الجذب وبالتالي يسمح للإلكترون للانتقال لمستوي طاقة أعلى وليس الهروب من الذرة
- ❖ إذا اكتسب الإلكترون طاقة بحيث تتغلب على القوة الطاردة المركزية وعلى قوة جذب النواة عندها يخرج الإلكترون خارج مجال جذب النواة ويخرج من الذرة وتتحول الذرة لأيون موجب

يتكون الطيف الخطي المرئي لذرة الهيدروجين من أربعة خطوط ملونة

الخط الطيفي	الأحمر	الأخضر	الأزرق	البنفسجي
الطول الموجي	656 nm	486 nm	434 nm	410 nm
المستويين المنتقل بينهما	من المستوي الثالث إلى المستوي الثاني	من المستوي الرابع إلى المستوي الثاني	من المستوي الخامس إلى المستوي الثاني	من المستوي السادس إلى المستوي الثاني

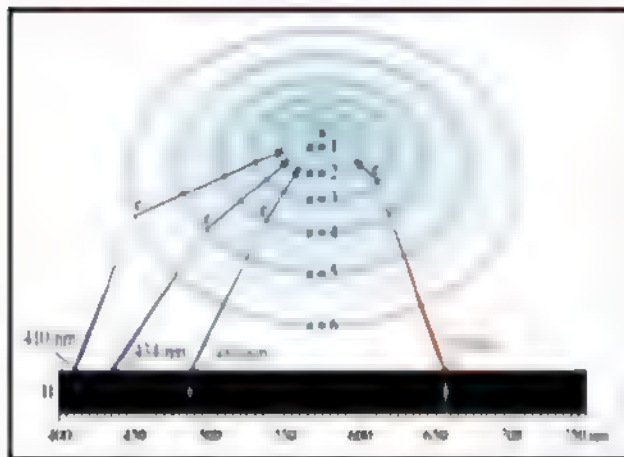
التردد يتناسب طردياً مع الطاقة وعكسياً مع الطول الموجي فمثلاً

• الطيف الخطي الأحمر له أعلى طول موجي وأقل تردد.

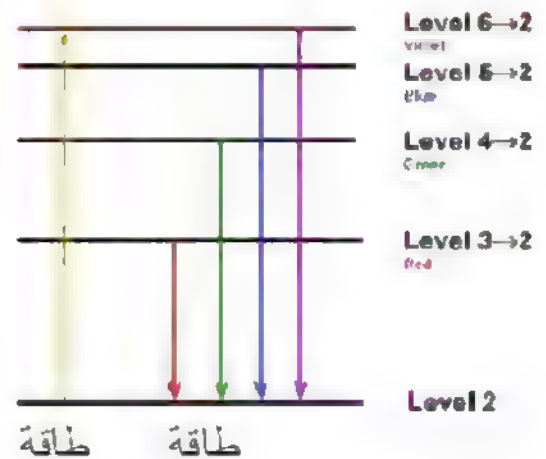
• الطيف الخطي البنفسجي له أقل طول موجي وأعلى تردد.

انتقال الإلكترون المثار في ذرة الهيدروجين من مستويات الطاقة العليا إلى مستويات الطاقة الأدنى يشكل سلاسل من الإشعاعات الكهرومغناطيسية.

السلسلة	من	إلى	منطقة الطيف الكهرومغناطيسي
الأولى	2,3,4	1	الأشعة فوق البنفسجية (غير مرئية)
الثانية	3,4,5	2	الطيف المرئي
الثالثة	4,5,6	3	الأشعة تحت الحمراء (غير مرئية)
الرابعة	5,6,7	4	



يتكون الطيف الخطي للهيدروجين من أربعة خطوط ملونة

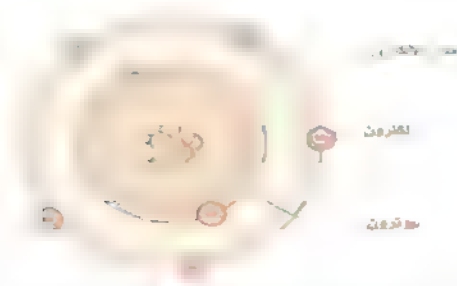


7-ذرة بور

الطيف الذري هو المفتاح الذي حل لغز التركيب الذري وهو ما قام به العالم الدنماركي (نيلز بور) واستحق عليه جائزة نوبل عام 1922 م.

1913 نيلس هنريك دافيد بور دنماركي Neils Bohr

انصب نموذج بور على ذرة الهيدروجين لأنها تمثل أبسط نظام إلكتروني حيث لا تحتوي إلا على إلكترون واحد.



فروض نموذج ذرة بور

استخدم بعض فروض رذرفورد

- (1) يوجد في مركز الذرة نواة موجبة الشحنة.
- (2) عدد الشحنات السالبة (الإلكترونات) التي تدور حول النواة يساوي عدد الشحنات الموجبة داخل النواة.
- (3) أثناء دوران الإلكترون حول النواة يتأثر بقوتين هما قوة جذب مركزية وقوة طرد مركزية وهما متعادلتين.

أضاف بور الفروض التالية:

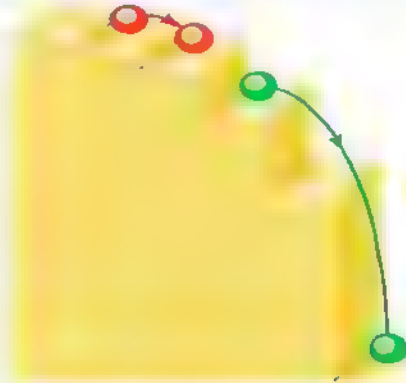
- 1- تدور الإلكترونات حول النواة حركة سريعة دون أن تفقد أو تكتسب طاقة.
- 2- تدور الإلكترونات حول النواة في عدد من مستويات الطاقة المحددة والثابتة.
- 3- الفراغ بين المستويات منطقة محرمة تماماً لدوران الإلكترونات فيها، حيث ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة لآخر عن طريق القفزة الكاملة.
- 4- للإلكترون أثناء حركته حول النواة طاقة معينة تتوقف على بعد مستوى طاقته عن النواة.
- 5- تزداد طاقة المستوى كلما زاد نصف قطره ويعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسي (n).
- 6- في الحالة المستقرة يبقى الإلكترون في أقل مستويات الطاقة المتاحة.
- 7- إذا اكتسب الإلكترون قدراً معيناً من الطاقة (يسمى كم أو كوانتم) بواسطة التسخين أو التفريغ الكهربائي تصبح الذرة مثارة وينتقل الإلكترون مؤقتاً إلى مستوى طاقة أعلى يتوقف على مقدار الكم المكتسب.
- 8- الإلكترون في المستوى الأعلى في وضع غير مستقر فيعود إلى مستواه الأصلي، ويفقد نفس الكم من الطاقة الذي اكتسبه على هيئة طيف خطي مميز.

الكم أو الكوانتم

هو مقدار الطاقة المكتسبة أو المنطلقة عندما ينتقل إلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر.

الذرة المثارة

هي الذرة التي إذا اكتسبت كمّاً من الطاقة تتسبب في انتقال إلكترون من مستواه الأصلي إلى مستوى طاقة أعلى



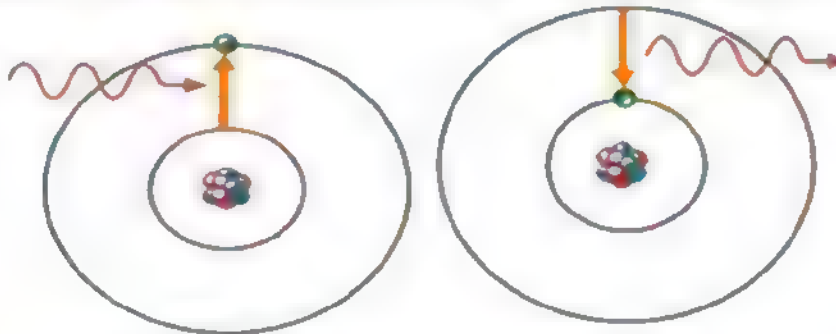
- تزداد طاقة المستويات كلما ابتعدنا عن النواة.
- الفرق في الطاقة بين المستويات غير متساوي كلما ابتعدنا عن النواة.
- الكم اللازم لنقل الإلكترون بين المستويات غير متساوي يقل كلما ابتعدنا عن النواة.
- الكم عدد صحيح ولا يساوي صفراً أو كسراً وهو لا يجمع. فلا يمكن القول ب 2 كوانتم أو $2/1$ كوانتم.
- الإلكترون في المستوى الأعلى في وضع غير مستقر ولكي يعود إلى مستواه الأصلي، لابد أن يفقد نفس الكم الذي اكتسبه على هيئة طيف خطي مميز

مميزات نموذج بور

- ❖ فسر الطيف الخطي لذرة الهيدروجين تفسيراً صحيحاً.
- ❖ أول من ادخل فكرة الكم في تحديد طاقة الإلكترونات في مستويات الطاقة المختلفة.

عيوب نموذج بور

- ❖ لم يستطيع تفسير الطيف الذري لأي ذرة عنصر آخر غير الهيدروجين.
- ❖ اعتبر الإلكترون جسيم مادي سالب أهمل خواصه الموجية.
- ❖ افترض أنه يمكن تعيين مكان وسرعة الإلكترون معا في نفس الوقت وبدقة وهذا يستحيل عملياً.
- ❖ اعتبر أن الإلكترون عبارة عن جسيم يتحرك في مدار دائري مستوي أي أن الذرة مسطحة، وقد ثبت أن الذرة لها الاتجاهات الفراغية الثلاثة.



امتصاص كم من الطاقة

انبعاث كم من الطاقة

❏ **علل:** يستحيل عمليا تحديد مكان وسرعة الإلكترون معا بدقة في وقت واحد.
لأن الجهاز المستخدم سوف يغير من مكانه أو سرعته مما يشكك في دقة النتائج.
الجهاز المستخدم في قياس مكان وسرعة الإلكترون يستخدم طاقة
إما كبيرة: فتجعل الإلكترون ينتقل من مستوى لآخر.
أو صغيرة: فتزيد من سرعة حركة الإلكترون.

❏ **علل:** اعتبار أن الإلكترون جسيم مادي سالب الشحنة اعتبار خاطئ وغير صحيح؟؟
لأن الإلكترون له خواص موجية.

❏ **علل:** ذرة الهيدروجين ليست مسطحة؟؟
لأن لها اتجاهات فراغية ثلاثة

ملاحظات هامة

- ❖ الطيف الذري هو المفتاح الذي حل لغز التركيب الذري.
- ❖ لا ينتقل الإلكترون من مستواه إلا إذا اكتسب طاقة مساوية للفرق في الطاقة بين مستواه الأصلي والمستوى الذي سينتقل إليه.
- ❖ لا يمكن للإلكترون أن يستقر في أي مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات محددة هي أماكن مستويات الطاقة
- ❖ الفرق في الطاقة بين مستويات الطاقة ليس متساويا وهو يقل كلما ابتعدنا عن النواة ولذلك يكون الكم من الطاقة اللازم لنقل الإلكترون بين مستويات الطاقة المختلفة ليس متساويا
- ❖ يقل كم الطاقة اللازم لنقل الإلكترون من مستوى الطاقة إلى الذي يليه مباشرة وكلما ابتعدنا عن النواة وذلك لأن الفرق في الطاقة بين مستوى الطاقة والذي يليه يقل كلما ابتعدنا عن النواة
- ❖ الفرق في الطاقة بين مستويات الطاقة غير منتظم
- ❖ عند انتقال الإلكترون (عودته) بين المستويين المتقاربين في الطاقة يكون الضوء المنبعث طوله الموجي طويل
- ❖ عند انتقال إلكترون (عودته) بين المستويين متباعدين في الطاقة يكون ضوء منبعث طوله الموجي قصير
- ❖ لا يتحرك الإلكترون من مكانه ولا يخرج من مستواه إلا إذا اكتسب الفرق في الطاقة بين المستويين بالكامل

8- النظرية الذرية الحديثة

قامت هذه النظرية على تعديلات أساسية في نموذج بور، أهم هذه التعديلات:

أهم التعديلات على نموذج ذرة بور

- ❖ الطبيعة المزدوجة للإلكترون.
- ❖ مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج).
- ❖ النظرية الميكانيكية الموجية (شرودنجر).

الطبيعة المزدوجة للإلكترون

دي براولي فرنسي نوبل في الفيزياء

افترض بور أن الإلكترون جسيم مادي سالب الشحنة وأهم الطبيعة الموجية له علماً بأن التجارب أثبتت أن كل جسيم مادي متحرك تصاحبه حركة موجية لها بعض خصائص الموجات الضوئية.

(الإلكترون جسيم مادي له خواص موجية)

مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج).

كارل هايزنبرج ألماني

افترض بور إمكانية تحديد موقع وسرعة الإلكترون معاً بدقة، إلا أن هايزنبرج توصل عن طريق ميكانيكا الكم إلى استحالة حدوث ذلك عملياً، فإن التحدث بلغة الاحتمالات يكون هو الأقرب إلى الصواب وما أطلق عليه مبدأ عدم التأكد.

يستحيل عملياً تحديد مكان وسرعة الإلكترون معاً في وقت واحد بدقة ، وإنما هذا يخضع لقوانين الاحتمالات

النظرية الميكانيكية الموجية (شرودنجر)

شرودنجر 1926 نمساوي

افترض بور أن الإلكترون في مدارات محددة وهناك مناطق فراغ محتملة محرمة على الإلكترون

أسس شرودنجر المعادلة الموجية للذرة والتي من خلالها نستطيع تحديد

❖ مستويات الطاقة المسموح بها للإلكترونات.

❖ مناطق الفراغ المحيطة بالنواة، والتي يزداد فيها احتمال تواجد الإلكترونات في كل مستوى طاقة. وتغير مفهوم حركة الإلكترون في مدار ثابت إلى مفهوم

❖ تمكن شرودنجر بناءً على أفكار "بلانك" و "أينشتاين" و "دي براولي" و "هايزنبرج" من :

1- تأسيس النظرية الميكانيكية الموجية للذرة

2- وضع المعادلة الموجية التي تطبق على حركة الإلكترون في الذرة وبحل هذه المعادلة أمكن:-

[أ] إيجاد مستويات الطاقة المسموح بها

[ب] تحديد مناطق الفراغ حول النواة التي يكون فيها احتمال تواجد الإلكترون أكبر ما يمكن (الأوربيتال).

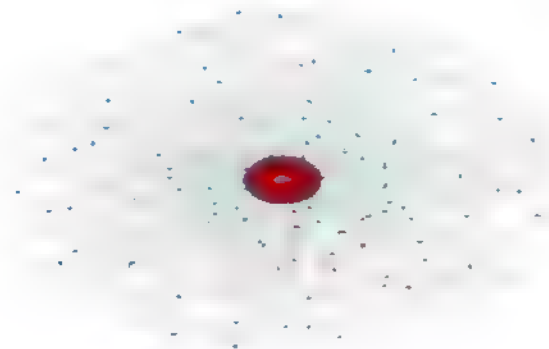
◀ وقد غيرت المعادلة الموجية مفهومنا لحركة الإلكترون حول النواة فبعد أن كنا نعرف أن الإلكترون يدور في مدارات محددة حول النواة وأن الفراغات بين هذه المدارات مناطق محرمة على الإلكترونات تم استخدام مفاهيم جديدة لوصف مكان الإلكترون مثل السحابة الإلكترونية والأوربيتال.

منطقة من الفراغ المحيط بالنواة التي يحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات والأبعاد

السحابة الإلكترونية

مناطق داخل السحابة الإلكترونية يزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها

الأوربيتال



نتائج المعادلة الموجية:



- ❖ إيجاد مستويات الطاقة لحركة الإلكترون.
- ❖ تحديد المناطق التي يزيد وجود الإلكترون بها.
- ❖ أعداد الكم.

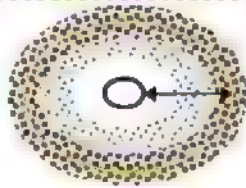
الأوربيتال بمفهوم النظرية الذرية الحديثة (شرودنجر)

- هو منطقة من الفراغ المحيط بالنواة والتي يكون احتمال تواجد الإلكترون فيها أكبر ما يمكن
- تعبير السحابة الإلكترونية هو أفضل وصف للأوربيتال

المدار بمفهوم (بور)

- هو مسار ثابت للإلكترون حول النواة
- المناطق بين المدارات منطقة محرمة على الإلكترونات

احتمالية وجود
الإلكترون



احتمالية وجود
الإلكترون



- ❖ سميت السحابة الإلكترونية بهذا الاسم بسبب حركة الإلكترون في الفراغ المحيط بالنواة بجميع الاتجاهات والأبعاد.
- ❖ يحتوي كل أوربيتال على إلكترونين بحد أقصى.

علل: أهمية السحابة الإلكترونية؟؟

تثبت أن الإلكترون يتواجد في جميع الاتجاهات والأبعاد حول النواة

علل: السحابة الإلكترونية هي النموذج المقبول لوصف الأوربيتال؟؟

لأنها تمثل مناطق الفراغ حول النواة والتي يزيد احتمال تواجد الإلكترون في جميع الأبعاد والاتجاهات

اختر الإجابة الصحيحة

أسئلة الفصل الثاني

طيف الانبعاث وبور

- 1- عند تسخين الغازات أو أبخرة المواد لدرجة حرارة مرتفعة أو تعريضها لضغط منخفض فكل مما يأتي صحيح، ماعدا:
 - ① تتحول إلى عناصر مشعة
 - ② تطلق طيف الانبعاث
 - ③ تطلق الطيف الخطي
 - ④ تشع ضوء
- 2- عند تسخين الغازات أو أبخرة ذرات العناصر النقية تحت ضغط منخفض إلى درجات حرارة عالية، فإنها:
 - ① تُصدر أشعة مرئية فقط
 - ② تُصدر أشعة مرئية أو غير مرئية
 - ③ تطلق أشعة جاما
 - ④ تطلق جسيمات ألفا
- 3- أي مما يأتي لا ينطبق على الطيف الخطي؟؟
 - ① ينتج من الذرات المثارة
 - ② يتكون من خطوط ملونة متتابعة ومتلاصقة
 - ③ الطيف الخطي لأبخرة الصوديوم يختلف عن أبخرة الكالسيوم
 - ④ ينتج عند عودة الإلكترون من مستوى طاقة أعلى لمستوى طاقة أقل
- 4- يحتوي كل من عنصر الهيدروجين وعنصر الهيليوم على مستوى طاقة واحد، في ضوء هذه العبارة أيا مما يلي يعتبر صحيحاً؟؟
 - ① يتساوى العنصران في عدد الإلكترونات
 - ② يتشابه العنصران في نشاطهما الكيميائي
 - ③ يتشابه العنصران في طيف الانبعاث الخطي
 - ④ يختلف العنصران في طيف الانبعاث الخطي
- 5- أي مما يلي ينطبق على مستوى الطاقة الرئيسي الثاني (L)؟؟
 - ① يمتلك طاقة أقل من طاقة المستوى الرئيسي الأول
 - ② يمتلك طاقة أعلى من طاقة المستوى الرئيسي الأول
 - ③ يمتلك طاقة أعلى من طاقة المستوى الرئيسي الثالث
 - ④ يمتلك طاقة مساوية لطاقة المستوى الرئيسي الثالث
- 6- الفرق في الطاقة بين كل مستويين متتاليين:
 - ① يزداد بالابتعاد عن النواة
 - ② يقل بالابتعاد عن النواة
 - ③ لا توجد علاقة محددة
 - ④ متساو دائماً
- 7- إذا امتص الإلكترون كما من الطاقة، فإنه:
 - ① ينتقل إلى مستوى أعلى يناسب طاقته
 - ② يقترب من النواة
 - ③ يشع ضوء أثناء انتقال لأعلى
 - ④ يظل في مستواه الأصلي
- 8- لانتقال الإلكترون من المستوى الرئيسي الأول للمستوى الرئيسي الثالث يلزم أن...
 - ① يكتسب الإلكترون (2كم).
 - ② يفقد الإلكترون (2كم).
 - ③ يكتسب الإلكترون (كم واحد).
 - ④ يفقد الإلكترون (كم واحد).
- 9- عندما ينتقل الإلكترون من المستوى الثاني إلى المستوى الرابع فكل مما يأتي صحيح، ماعدا:
 - ① انتقل الإلكترون نتيجة امتصاصه كم من الطاقة
 - ② أصبح الذرة مثارة
 - ③ سرعان ما يعود الإلكترون ويظهر الطيف الخطي
 - ④ اكتسبت الذرة (2كم) من الطاقة
- 10- تعتبر ذرة الهيدروجين مستقرة وغير مثارة، إذا كان الإلكترون في المستوى الرئيسي:

- ① الأول ② الثاني ③ الثالث ④ السابع
- 11- عندما ينتقل الإلكترون من المستوى (K) إلى المستوى (L) يكتسب كوانتم وعندما ينتقل من المستوى (N) إلى المستوى (K)، فإنه.....**
- ① يكتسب (1) كوانتم ② يكتسب (2) كوانتم ③ يفقد (1) كوانتم ④ يفقد (3) كوانتم
- 12- كل مما يأتي صحيح بالنسبة للذرة المثارة، ماعدا:**
- ① غير مستقرة ② امتصت قدر من الطاقة
③ لن تفقد أي قدر من طاقتها ④ طاقتها أكبر مما كانت عليه قبل عملية الإثارة
- 13- النسبة بين طاقة المستويين (M : L) في ذرة الهيدروجين تكون:**
- ① (1:10) ② أقل من الواحد الصحيح
③ أكبر من الواحد الصحيح ④ تساوي الواحد الصحيح
- 14- دراسة الطيف الخطي مكنتنا من معرفة:**
- ① الأعداد الذرية للعناصر ② الكتل الذرية للعناصر
③ التركيب الذري ④ الشحنات الكهربائية الموجودة بالذرة
- 15- تمتص الذرة قدرًا كبيرًا من الطاقة عندما ينتقل الإلكترون من المستوى.....**
- ① (K إلى L) ② (M إلى L)
③ (M إلى N) ④ الخامس إلى السادس.
- 16- أيا من المستويات الرئيسية التالية يحتوي على إلكترون هو الأقل ارتباطًا بالنواة؟**
- ① (M) ② (L) ③ (K) ④ (N)
- 17- للحصول على الطيف المرئي لذرة الهيدروجين لإلكترون مثار في المستوى (M) لابد أن:**
- ① يكتسب الإلكترون كم من الطاقة
② يفقد الإلكترون طاقة أقل مما اكتسبها
③ يفقد الإلكترون طاقة أكبر مما اكتسبها
④ يفقد الإلكترون طاقة مساوية لطاقة الكم التي اكتسبها
- 18- من خلال فهمك للنموذج الذري لبور، أي مما يأتي غير صحيح؟**
- ① تزداد القوة الجاذبة المركزية كلما اقتربنا من النواة
② يتميز عن نموذج طومسون بأن معظم الذرة فراغ
③ مستويات الطاقة الرئيسية تحصر بينها مسافات متساوية
④ تتكون خطوط طيفية تدل على المستويات الأصلية للإلكترونات
- 19- اتفق طومسون وبور في أن:**
- ① الذرة معظمها فراغ ② الذرة متعادلة كهربيًا
③ الإلكترونات مغمورة في الذرة ④ الإلكترونات تدور في مستويات الطاقة
- 20- كل مما يأتي من مميزات نموذج ذرة بور، ماعدا:**
- ① حدد المدارات التي تدور فيها الإلكترونات
② استطاع تفسير الطيف الخطي لذرة الهيدروجين
③ افترض إمكانية تحديد مكان وسرعة الإلكترون بدقة حول النواة
④ أدخل فكرة الكم لأول مرة في تحديد طاقة الإلكترون في مستويات الطاقة
- 21- العالم الذي اكتشف أن كتلة الإلكترون صغيرة جدًا إذا ما قورنت بكتلة النواة هو:**

① طومسون ② رذرفورد ③ بور ④ دالتون

22- كل مما يأتي من عيوب نموذج بور، ماعدا:

- ① أدخل فكرة الكم
- ② لم يأخذ في الاعتبار أن الذرة مجسمة
- ③ لم يستطع تفسير الطيف الخطي لذرة الليثيوم
- ④ لم يأخذ في الاعتبار أن الإلكترونات لها خواص موجية

23- إذا علمت أن فرق الطاقة بين المستوى (L) والمستوى (K) في ذرة الهيدروجين يساوي (10.2 eV)، فإن فرق الطاقة بين المستوى (M) والمستوى (L) يساوي:

- ① (1.9 eV).
- ② (15.1 eV)
- ③ (10.2 eV)
- ④ (20.4 eV)

24- يتكون الطيف الخطي المرئي للهيدروجين من خطوط طيفية دقيقة عددها:

- ① (1)
- ② (2)
- ③ (3)
- ④ (4)

25- أي مما يلي اتفق فيه بور وطومسون؟؟

- ① الذرة مصمتة
- ② كتلة الذرة مركزة في النواة

- ③ حركة الإلكترون
- ④ الذرة بها شحنات كهربائية

26- يتميز نموذج بور عن نموذج رذرفورد في أن الإلكترونات في نموذج بور تدور:

- ① حول النواة
- ② بسرعة كبيرة
- ③ في مدارات خاصة
- ④ في مستويات تزداد طاقتها كلما ابتعدنا عن النواة

27- يختلف نموذج بور عن نموذج رذرفورد في أن:

- ① الإلكترون جسيم مادي سالب الشحنة
- ② الإلكترون يدور حول النواة في مدارات خاصة
- ③ الإلكترون لا يظهر له طيف خطي عند فقد كم من الطاقة
- ④ الإلكترون يظهر له طيف خطي عند فقد كم من الطاقة

28- أي مما يلي يتفق فيه كل من رذرفورد وبور؟؟

- ① الذرة مصمتة
- ② معظم كتلة الذرة تتركز في النواة
- ③ نظام حركة الإلكترونات
- ④ تتركز الشحنة السالبة داخل النواة

29- طبقاً لنظرية بور يمكن تحديد مستوى الطاقة الذي يدور فيه الإلكترون من خلال

- ① كتلة الإلكترون
- ② شحنة الإلكترون
- ③ طاقة الإلكترون
- ④ شحنة النواة

30- إذا اكتسب الإلكترون طاقة مقدارها (10.2 eV)، فإنه ينتقل من المستوى (K) إلى المستوى (L) ولكي ينتقل الإلكترون من المستوى (M) إلى المستوى (L) فإنه:

- ① يفقد طاقة مقدارها (1.89 eV).
- ② يكتسب طاقة مقدارها (1.89 eV)
- ③ يفقد طاقة مقدارها (10.2 eV).
- ④ يكتسب طاقة مقدارها (10.2 eV)

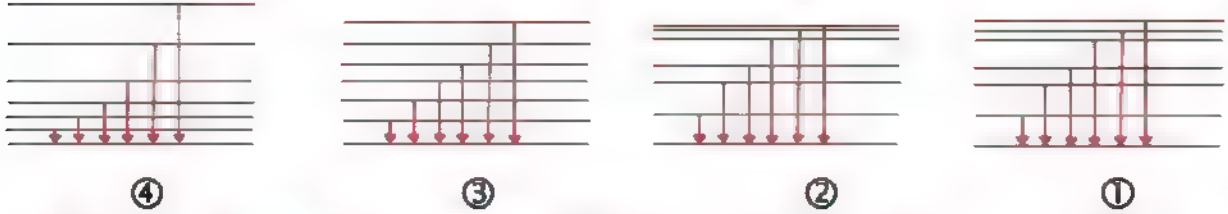
31- ينشأ الطيف الخطي المرئي للهيدروجين نتيجة عودة الإلكترونات المثارة إلى مستوى الطاقة:

- ① (K)
- ② (L)
- ③ (M)
- ④ (N)

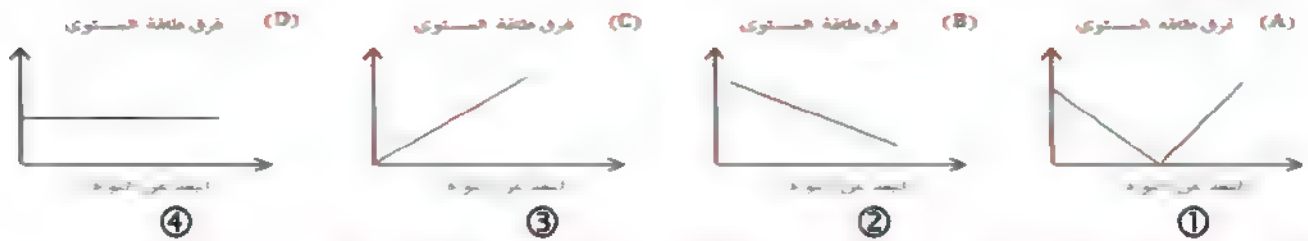
32- عندما ينتقل إلكترون من مستوى قريب من النواة إلى مستوى بعيد، فإنه.....

- ① يفقد كمًا من الطاقة
- ② يكتسب كمًا من الطاقة
- ③ ينبعث منه إشعاع
- ④ تظل طاقته ثابتة

33- الشكل الذي يعبر عن عودة الإلكترون المثار إلى المستوى الرئيسي (K) هو:



34- ما الشكل الذي يعبر عن العلاقة بين فرق الطاقة بين مستويين متتاليين في الذرة والبعد عن النواة؟؟



35- عندما ينتقل الإلكترون من المستوى (M) إلى المستوى (N)، فإنه يكتسب طاقة:

- ① أكبر من فرق الطاقة بين (L,M)
- ② أصغر من فرق الطاقة بين (P,Q)
- ③ مساوية لفرق الطاقة بين (N,O).
- ④ أكبر من فرق الطاقة بين (O,P)

36- عدد من الخطوط الدقيقة الملونة تفصل بينها مساحات معتمدة عبارة عن:

- ① الطيف الخطي
- ② طيف الانبعاث الخطي
- ③ طيف الانبعاث للذرات
- ④ كل ما سبق

37- العالم الذي افترض أنه يمكن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معاً بدقة هو:

- ① بور
- ② هايزنبرج
- ③ رذرفورد
- ④ شرودنجر

38- العالم الذي افترض أنه يستحيل عملياً تحديد مكان وسرعة الإلكترون معاً بدقة هو:

- ① بور
- ② هايزنبرج
- ③ رذرفورد
- ④ شرودنجر

39- العالم الذي اكتشف أن هناك مناطق حول النواة يزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها هو

- ① بور
- ② هايزنبرج
- ③ رذرفورد
- ④ شرودنجر

40- مناطق الفراغ بين المستويات ليست محرمة على الإلكترونات يعتبر من فروض نظرية:

- ① بور
- ② طومسون
- ③ رذرفورد
- ④ شرودنجر

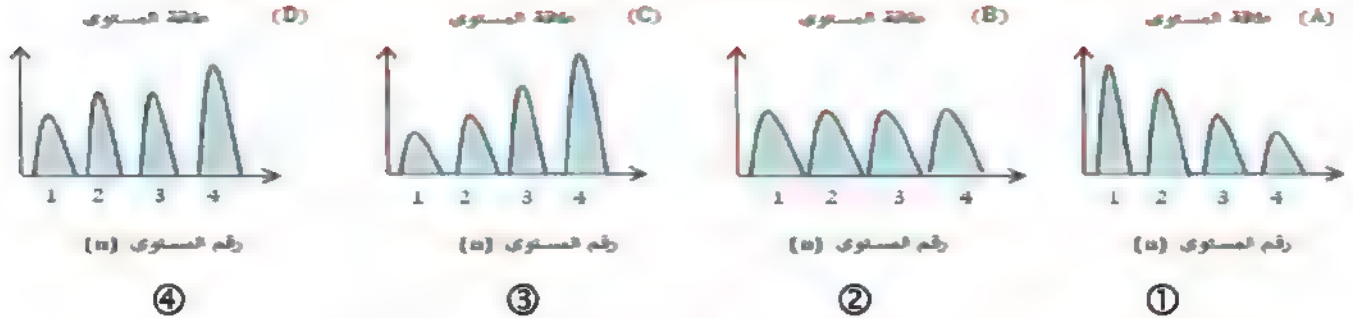
41- المفتاح الذي حل لغز التركيب الذري هو:

- ① اكتشاف أشعة المهبط
- ② التوصيل إلى الطبيعة المزدوجة للإلكترون
- ③ دراسة الطيف الذري وتفسيره
- ④ اكتشاف نواة الذرة على يد رذرفورد

42- المنطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة والتي يحتمل تواجد الإلكترونات فيها تسمى:

- ① الأوربييتال
- ② السحابة الإلكترونية
- ③ المدار في مفهوم بور
- ④ مستوى الطاقة في مفهوم بور

43- أي من الأشكال التالية يتفق مع نموذج بور بخصوص طاقة المستويات الرئيسية؟



44- احتمال تواجد الإلكترون حول النواة يعبر عنها من خلال.....

- ① الأوربيتال والسحابة الإلكترونية
- ② الكوانتم وطيف الانبعاث
- ③ طيف الانبعاث والأوربيتال
- ④ الكوانتم والسحابة الإلكترونية

45- من تعديلات هايزنبرج التي ادخلها ووضحت قصور نموذج بور.....

- ① إمكانية تواجد الإلكترون في المناطق بين المدارات
- ② الإلكترون جسيم له كتلة ولكن له خواص الموجات
- ③ يمكن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معًا بمنتهى الدقة
- ④ إذا تم تحديد سرعة الإلكترون يصعب تحديد موقعه في نفس الوقت

46- من إسهامات النظرية الميكانيكية الموجية في فهم التركيب الذري.....

- ① ذرة الهيدروجين مسطحة
- ② المناطق بين مستويات الطاقة مناطق محرمة
- ③ الإلكترون جسيم مادي سالب الشحنة
- ④ استبدال مفهوم المدار بمفهوم الأوربيتال

47- عالج شرودنجر قصورًا عند نموذج بور هو.....

- ① الإلكترون جسيم سالب
- ② الإلكترون يدور حول النواة فيما يعرف بالأوربيتال
- ③ الإلكترون يدور في مدار ثابت ومحدد
- ④ يمكن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معًا

48- عالجت النظرية الذرية الحديثة قصورًا في نموذج بور هو.....

- ① الإلكترون جسيم مادي سالب الشحنة فقط
- ② للإلكترون طبيعة مزدوجة
- ③ الإلكترون يدور حول النواة في سحابة إلكترونية
- ④ للإلكترون طبيعة موجية فقط

49- من التعارض بين نظرية بور والنظرية الذرية الحديثة.....

- ① الذرة متعادلة كهربيًا
- ② أن ذرة الهيدروجين مسطحة
- ③ النواة جسيم كثيف يوجد في مركز الذرة
- ④ ينتقل الإلكترون لمستوى أعلى عند اكتساب قدرًا من الطاقة

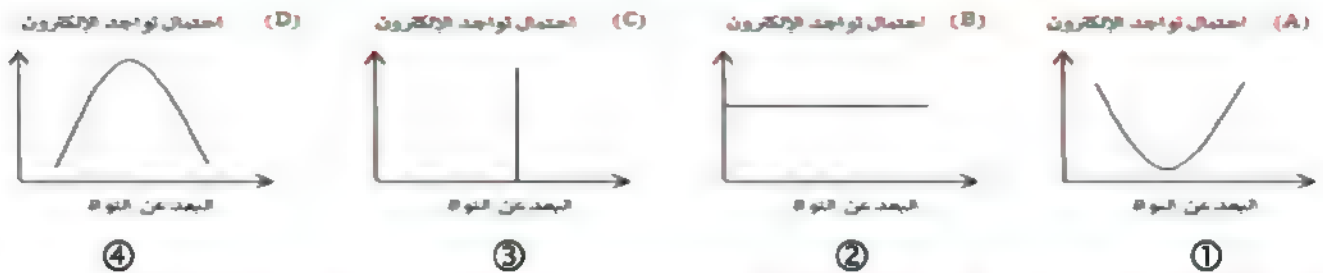
50- تتفق كل من النظرية الذرية الحديثة ونموذج رذرفورد للذرة في.....

- ① أن الذرة ليست مصمتة
- ② نظام دوران الإلكترونات حول النواة
- ③ أن للإلكترون خواص موجبة
- ④ استحالة تحديد موقع وسرعة الإلكترون معًا بدقة

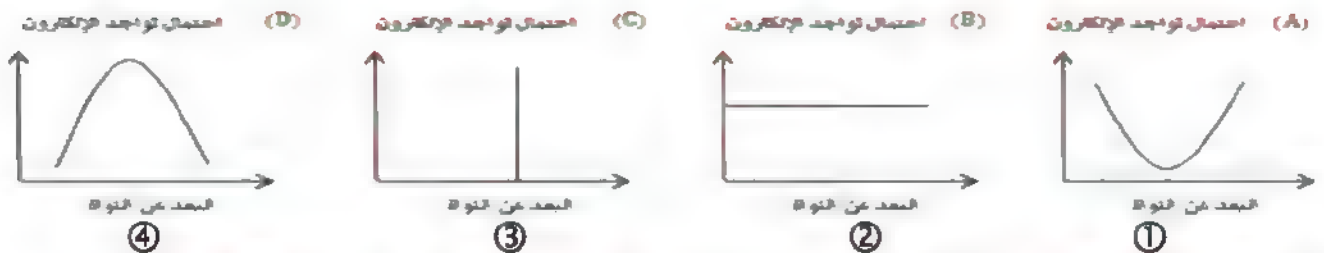
- 51- من تعديلات النظرية الميكانيكية الموجية على نموذج رذرفورد.....
 ① احتمالية تواجد الإلكترون في الفراغ المحيط بالنواة ② الذرة متعادلة كهربياً
 ③ الذرة ليست مصمتة ولكن معظمها فراغ ④ نواة الذرة موجبة الشحنة
 52- بعد تطبيق المعادلة الموجية على الإلكترون الأخير في ذرة الصوديوم (11Na)، فإنه يتميز

ب

- ① يمكن تحديد مكانه بدقة في المدار (M)
 ② يتحرك مقترباً ومبتعداً عن النواة في المستوى (M)
 ③ تقل طاقته عن طاقة إلكترون المستوى (L)
 ④ ينتقل إلى المستوى (L) بعد فقدته كم من الطاقة
 53- يمكن استخدام النموذج الذري لبور في تفسير الطيف الخطي ل.....
 ① (1H) ② (2He^+) ③ (3Li^{+2}) ④ جميع ما سبق
 54- القوة الطاردة المركزية المؤثرة على أحد إلكترونات المستوى (N)..... القوة الطاردة المركزية المؤثرة على أحد إلكترونات المستوى (M).....
 ① أكبر من ② أصغر من ③ تساوي ④ أكبر أو أصغر من
 55- الشكل البياني الذي يعبر عن العلاقة بين احتمال تواجد الإلكترون والبعد عن النواة في ضوء النظرية الذرية الحديثة.....



- 56- الشكل البياني الذي يعبر عن العلاقة بين احتمال تواجد الإلكترون والبعد عن النواة في ضوء نموذج ذرة بور.....



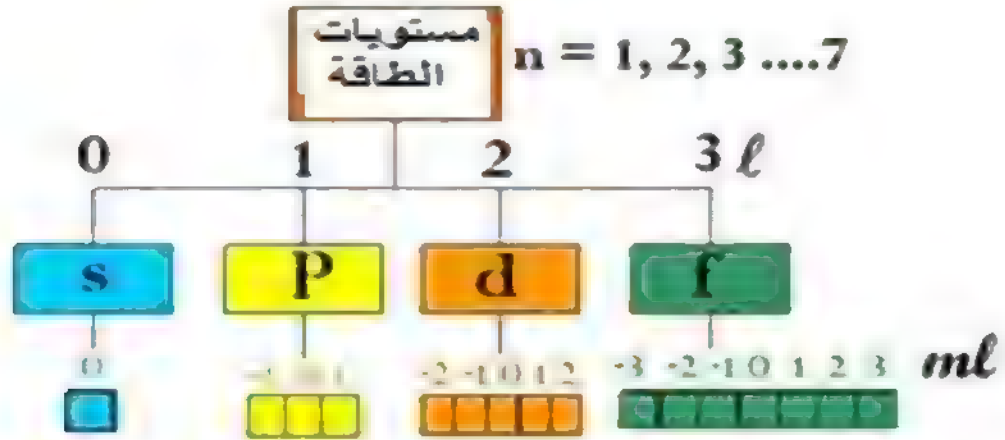
- 57- عند انتقال إلكترون ذرة الهيدروجين من المستوى السادس إلى المستوى الأول، فإنه يفقد.....

- ① 5 كوانتم في صورة إشعاع غير مرئي ② 5 كوانتم في صورة إشعاع مرئي
 ③ 1 كوانتم في صورة إشعاع غير مرئي ④ 1 كوانتم في صورة إشعاع مرئي

الفصل الثالث

أعداد الكم

أعداد الكم



أعداد تحدد أحجام الحيز من الفراغ الذي يكون احتمال الإلكترونات فيها أكبر ما يمكن (الأوربييتالات) وطاقتها وأشكالها واتجاهاتها الفراغية بالنسبة لمحاور الذرة

أعداد الكم

- أعطى الحل الرياضي للمعادلة الموجية لشروينجر 4 أعداد سميت بأعداد الكم.
- يلزم لتحديد طاقة الإلكترون في الذرات عديدة الإلكترونات معرفة قيم أعداد الكم الأربعة، وهي:

وتشمل أربعة أعداد هي

- | | |
|----------------------------------|---|
| عدد الكم الرئيسي (n) | يصف بعد الإلكترون عن النواة |
| عدد الكم الثانوي (ℓ) | يصف أشكال السحابة الإلكترونية للمستويات الفرعية |
| عدد الكم المغناطيسي (m_ℓ) | يصف شكل ورقم الأوربييتال الذي يوجد به الإلكترون |
| عدد الكم المغزلي (m_s) | يصف الدوران المغزلي للإلكترون |

هو عدد يحدد رتبة مستويات الطاقة الرئيسية وعدد الإلكترونات التي يتشبع بها كل مستوى طاقة رئيسي

عدد الكم الرئيسي n

أهميته

أ) تحديد رتبة مستويات الطاقة الرئيسية .

ب) تحديد عدد الإلكترونات التي يتشبع بها كل مستوى طاقة رئيسي

عدد الإلكترونات التي يتشبع بها كل مستوى = ضعف مربع رقم المستوى

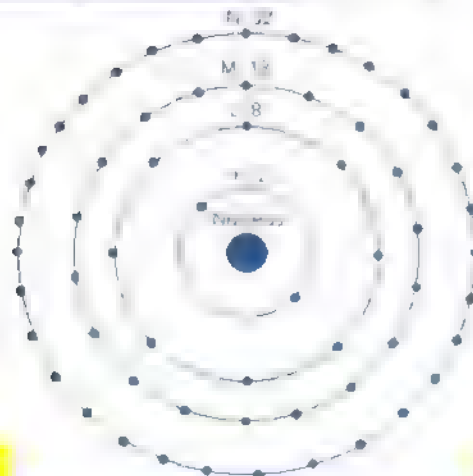
$$2n^2 = e^-$$

1. عدد صحيح ويأخذ القيم (1، 2، 3، 4،) ولا يأخذ قيمة الصفر أو قيم غير صحيحة.

2. عدد مستويات الطاقة في أثقل الذرات المعروفة وهي في الحالة المستقرة سبع مستويات وهي: -

رمز المستوى	K	L	M	N	O	P	Q
رتبة المستوى (n)	1	2	3	4	5	6	7

عدد الإلكترونات التي يتشبع بها ($2n^2$)	الرقم (n)	المستوى الأساسي
$2 \times 1^2 = 2 e^-$	1	K
$2 \times 2^2 = 8 e^-$	2	L
$2 \times 3^2 = 18 e^-$	3	M
$2 \times 4^2 = 32 e^-$	4	N



علل: عدد الكم الرئيس دائماً عدد صحيح ؟؟

لأنه يعبر عن رتبة كل مستوى وعدد الإلكترونات التي يتشبع بها كل مستوى

علل: لا تنطبق العلاقة $n^2 = 2e^-$ على المستويات الأعلى من الرابع ؟؟

لأن عدد الإلكترونات إذا زاد بمستوى طاقة عن 32 إلكترون تصبح الذرة غير مستقرة

هو عدد يحدد عدد المستويات الفرعية (تحت المستوى) في كل مستوى طاقة رئيسي

عدد الكم الثانوي (l)

❖ عند استخدام مطياف ذو قدرة تحليلية أعلى من مطياف بور نجد أن كل خط طيف رئيسي يتكون من عدة خطوط طيفية رفيعة ملونة تساوي رقمه وتمثل انتقال الإلكترونات بين مستويات متقاربة في الطاقة (المستويات الفرعية)

❖ يستخدم في تحديد مستويات الطاقة الفرعية الموجودة في كل مستوى طاقة رئيسي

❖ يوجد بكل مستوى طاقة رئيسي عدد من المستويات الفرعية تساوي رقمه

❖ تسمى المستويات الحقيقية للطاقة في الذرة بالمستويات الفرعية (تحت مستويات الطاقة)

❖ المستويات الفرعية تأخذ الرموز (f, d, p, s)

❖ المستويات الفرعية لنفس المستوى الرئيسي مختلفة في الشكل ومتقاربة في الطاقة حيث نجد أن $(f > d > p > s)$

❖ كل مستوى طاقة رئيسي يتكون من عدد من المستويات الفرعية يساوي رقمه.

❖ 2s, 2p الفرق بينهما في الطاقة صغير لأنهم في نفس المستوى الرئيسي

❖ بينما 3s, 2p بينهما فرق كبير في الطاقة لأنهما في مستويين رئيسيين مختلفين

رموز المستويات الفرعية	قيم عدد الكم الثانوي (ℓ)	عدد الكم الرئيسي (n)	المستوى الرئيسي
1s	0	1	K
2s	0	2	L
2p	1		
3s	0		
3p	1	3	M
3d	2		
4s	0		
4p	1	4	N
4d	2		
4f	3		

❖ عدد الكم الثانوي للمستويات الفرعية

المستوى	s	p	d	f
عدد الكم الثانوي	0	1	2	3

❖ يمثل عدد الكم الثانوي (ℓ) بقيمة صحيحة تتراوح ما بين $[0:(n-1)]$

❖ عندما $n = 1$ فإن قيم $\ell = 0$ أي به مستوى فرعي واحد وهو s

❖ عندما $n = 2$ فإن قيم $\ell = 0, 1$ أي به مستويين فرعيين هما s, p

❖ عندما $n = 3$ فإن قيم $\ell = 0, 1, 2$ أي به 3 مستويات فرعية هي s, p, d

❖ عندما $n = 4$ فإن قيم $\ell = 0, 1, 2, 3$ أي به 4 مستويات فرعية هي s, p, d, f

❖ عندما $n = 5$ فإن قيم $\ell = 0, 1, 2, 3$ أي به 4 مستويات فرعية هي s, p, d, f

❖ عندما $n = 6$ فإن قيم $\ell = 0, 1, 2, 3$ أي به 4 مستويات فرعية هي s, p, d, f

❖ عدد الكم الثانوي لأي مستوى رئيسي يحسب من العلاقة $(n - 1)$ وتطبق على المستويات من الأول إلى الرابع

هو عدد فردي يحدد عدد الأوربييتالات في كل مستوى فرعي وأشكالها واتجاهاتها الفراغية

عدد الكم المغناطيسي m_ℓ

أهميته

يحدد عدد الأوربيتالات في كل مستوى فرعي من خلال العلاقة $(2l + 1)$.

يحدد الاتجاهات الفراغية للأوربيتالات.

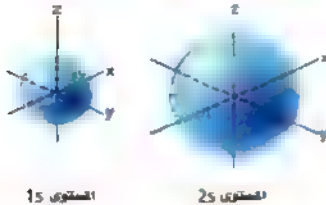
ملاحظات

- ❖ عدد الأوربيتالات في أي مستوى رئيسي يتعين من العلاقة n^2
- ❖ عدد الأوربيتالات في كل مستوى فرعي دائماً يكون عدد فردي.
- ❖ عدد الكم المغناطيسي لأي إلكترون في المستويات الفرعية يحدد من العلاقة $-l: +l$

فمثلاً:

- ✓ عدد الكم المغناطيسي للإلكترون في المستوى الفرعي s يساوي صفراً.
- ✓ عدد الكم المغناطيسي للإلكترون في المستوى الفرعي p يساوي $+1, 0, -1$ ونلاحظ أن له ثلاث قيم حيث أن كل قيمة تمثل أوربيتال من أوربيتالات المستوى الفرعي p
- ✓ عدد الكم المغناطيسي للإلكترون في المستوى الفرعي d يساوي $+2, +1, 0, -1, -2$ ونلاحظ أن له خمس قيم حيث أن كل قيمة تمثل أوربيتال من أوربيتالات المستوى الفرعي d
- ✓ عدد الكم المغناطيسي للإلكترون في المستوى الفرعي f يساوي $+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3$ ونلاحظ أن له سبع قيم حيث أن كل قيمة تمثل أوربيتال من أوربيتالات المستوى الفرعي f
- ✓ لا يتسع أي أوربيتال في أي مستوى فرعي لأكثر من 2 إلكترون

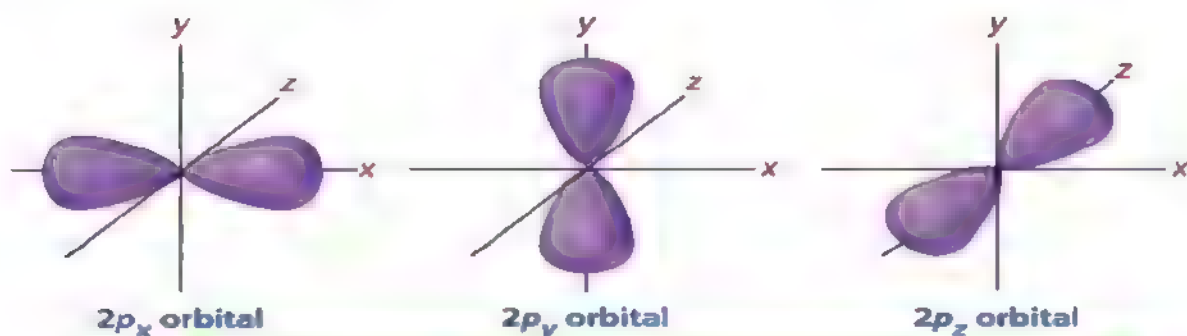
الشكل الفراغي لأوربيتال المستوى الفرعي s



✓ أوربيتالات المستوى الفرعي الواحد متساوية في الطاقة ومتشابهة في الشكل.

✓ [s] يتكون من أوربيتال واحد كروي متماثل حول النواة.

✓ [p] يتكون من ثلاثة أوربيتالات متعامدة $[p_x, p_y, p_z]$. كل أوربيتال منها على شكل كمثرتين متقابلتين عند الرأس في نقطة تنعدم فيها الكثافة الإلكترونية:



تختلف أوربيتالات المستوى الفرعي الواحد في اتجاهاتها وأشكالها الفراغية

f	d	p	s	المستوى الفرعي
3	2	1	0	عدد الكم الثانوي (l)
7	5	3	1	عدد الأوربيتالات
14	10	6	2	عدد الإلكترونات

تدريب ذاتي

- (1) وضع في جدول قيم أعداد الكم الثانوي والمغناطيسي المحتملة لذرة ($n = 4$)
- (2) ما قيم (m_l) المحتملة عندما يكون $l = 2$ ؟
ج $+2 ; +1 ; 0 ; -1 ; -2$
- (3) أيا من احتمالات أعداد الكم الآتية لاحد الإلكترونات تتضمن خطأ؟ مع التعليل؟
ج $n=3 ; l=2 ; m_l=-1$
 $n=4 ; l=3 ; m_l=-2$
 $n=1 ; l=1 ; m_l=+1$

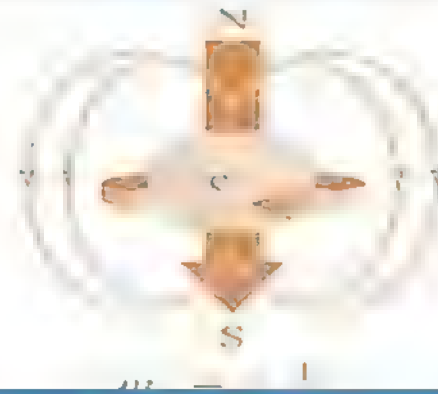
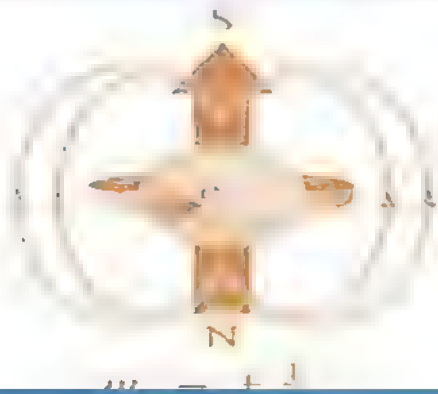
عدد الكم المغزلي

عدد يحدد نوعية حركة الإلكترون المغزلية في الأوربيتال:
في اتجاه عقارب الساعة (\uparrow) $+1/2$ أو عكسها (\downarrow) $-1/2$

❖ للإلكترون حركتان دورانية حول النواة مثل دوران الأرض حول الشمس تسبب استقرار الذرة ومغزليه حول محوره مثل دوران الأرض حول محورها ينشأ عنها المجال المغناطيسي للذرة

❖ لا يتسع أي أوربيتال لأكثر من 2 إلكترون $[\uparrow\downarrow]$.

❖ لكل إلكترون حركتان {حركة حول محوره [مغزليه] – حركة حول النواة [دورانية]}



❖ علل: لا يتنافر إلكتروني الأوربيتال الواحد؟؟

لأنه نتيجة دوران الإلكترون حول محوره في اتجاه معين يتكون له مجال مغناطيسي يعاكس اتجاه المجال الناشئ عن دوران الإلكترون الآخر مما يقلل قوى التنافر بينهما ويقال ان الإلكترونين في حالة ازدواج

❖ ينشأ عن دوران الإلكترون حول محوره مجال مغناطيسي ولذلك يعمل الإلكترون كمغناطيس صغير

❖ ما هي العلاقة بين رقم المستوى الأساسي والمستويات الفرعية وعدد الأوربيتالات؟

❖ كل مستوى طاقة رئيسي

❖ يتكون من عدد من المستويات الفرعية = رقمه.

❖ يتكون من عدد من الأوربيتالات = مربع رقم المستوى n^2

❖ يتكون من عدد من الإلكترونات = ضعف مربع رقم المستوى $2n^2$

- 1- عدد الكم الذي يصف شكل الأوربيتال هو.....
 - ① الرئيسي ② الثانوي ③ المغناطيسي ④ المغزلي
- 2- عدد الكم الذي يصف شكل السحابة الإلكترونية للمستويات الفرعية هو.....
 - ① الرئيسي ② الثانوي ③ المغناطيسي ④ المغزلي
- 3- المستوى الرئيسي الأكبر في الطاقة من المستوى (L) والأقل في الطاقة من المستوى (N) يحتوي على عدد من الأوربيتالات يساوي.....
 - ① (3) ② (6) ③ (9) ④ (12)
- 4- عدد الكم الذي يحدد اتجاه حركة الإلكترون حول محوره داخل الأوربيتال.....
 - ① الرئيسي ② الثانوي ③ المغناطيسي ④ المغزلي
- 5- عدد المستويات الفرعية وعدد الإلكترونات التي يتشبع بها المستوى الرئيسي (L) على الترتيب هما:
 - ① (8/2) ② (4/2) ③ (9/3) ④ (18/3)
- 6- عدد المستويات الفرعية وعدد الأوربيتالات في المستوى الرئيسي (N) على الترتيب هما:
 - ① (12/4) ② (32/4) ③ (9/3) ④ (16/4)
- 7- مستويات الطاقة الرئيسية تكون:
 - ① متساوية في الطاقة ② متقاربة في الطاقة
 - ③ مختلفة في الطاقة ④ متساوية في عدد الإلكترونات اللازمة للتشبع
- 8- مستويات الطاقة الفرعية في أي مستوى طاقة رئيسي تكون:
 - ① متساوية في الطاقة ومتشابهة في الشكل ② متماثلة في الاتجاهات الفراغية
 - ③ مختلفة في الشكل ومتقاربة في الطاقة ④ متساوية في السعة الإلكترونية
- 9- أوربيتالات المستوى الفرعي (p) تتفق في كل مما يلي، ما عدا:
 - ① الشكل ② الحجم ③ الاتجاه الفراغي ④ الطاقة
- 10- مستوى طاقة رئيسي مستوياته الفرعية تأخذ قيم حتى (2)، فإن المستوى الرئيسي يكون:
 - ① (K) ② (L) ③ (M) ④ (N)
- 11- أكبر عدد من الإلكترونات يمكن أن يوجد في المستوى:
 - ① الرئيسي (L) ② الفرعي (3d)
 - ③ الرئيسي (K) ④ الفرعي (2p)
- 12- المستوى الفرعي الأقل في الطاقة هو:
 - ① (3s) ② (2p) ③ (3d) ④ (4f)
- 13- المستوى الفرعي الذي له قيمة (l=2) هو:
 - ① (2s) ② (3s) ③ (2p) ④ (3d)
- 14- أكبر قيمة لعدد الكم المغناطيسي لإلكترون في المستوى الفرعي (M) تساوي:
 - ① (zero) ② (-3) ③ (+2) ④ (+3)
- 15- عندما يكون عدد الكم المغناطيسي يساوي (-2)، فإن قيم (l) المحتملة هي:
 - ① (2, zero) ② (2, 1) ③ (3, 2) ④ (3, 1)
- 16- تتلف المستويات الفرعية (1s, 2s, 3s) في:
 - ① الطاقة ② الحجم ③ الشكل ④ قيمة (n)

17- تتفق الأوربيتالات (P_x, P_y) الموجودة في المستوى الرئيسي الرابع في كل مما يلي ماعدا:
 ① الحجم ② الطاقة ③ السعة الإلكترونية ④ الاتجاه الفراغي

18- إذا علمت أن المستويات الفرعية في أحد مستويات الطاقة الرئيسية هي (s, p, d)، فإن هذا المستوى هو:

① (K) ② (L) ③ (M) ④ (N)

19- طاقة الأوربيتال ($3P_y$) أكبر من طاقة الأوربيتال:

① ($3P_x$) ② ($3P_z$) ③ ($3s$) ④ ($4P_y$)

20- أيا من الأزواج الآتية لها نفس الطاقة؟؟

① ($4s, 4p$) ② ($2P_x, 3P_x$) ③ ($3s, 3p$) ④ ($2P_x, 2P_y$)

21- المستويات الفرعية ($4p, 4d, 4f$) تكون:

① متشابهة في الشكل، متساوية في الطاقة ② متساوية في الطاقة، مختلفة في الشكل

③ متقاربة في الطاقة، متشابهة في الشكل ④ متقاربة في الطاقة، مختلفة في الشكل

22- المستوى الفرعي (p) لا يحتوي على إلكترونات لها عدد كم (m_l) يساوي:

① (zero) ② (+2) ③ (-1) ④ (+1)

23- أقصى قيمة لعدد الكم (m_l) يمكن أن يأخذها أحد إلكترونات المستوى الرئيسي الثالث

① (+2) ② (+3) ③ (+1) ④ (+4)

24- يمكن حساب عدد الإلكترونات في أي مستوى فرعي من العلاقة.....

① (n) ② ($2n^2$) ③ ($1+2l$) ④ ($2(1+2l)$)

25- عدد الكم الذي لا يمكن أن يأخذ قيمة الصفر هو.....

① (n) فقط ② (l, n) ③ (n, m_s) ④ (m_l, m_s)

26- عدد الكم الذي لا يأخذ قيمة سالبة هو.....

① (n) فقط ② (l) فقط ③ (l, n) ④ (m_l, m_s)

27- (y) عدد صحيح سالب يعبر عن قيمة عدد الكم المغناطيسي ضمن المستوى الرئيسي (L)، فما قيمة (y)...؟؟

① (-1) ② (-2) ③ (-3) ④ (-4)

28- إلكترونات المستوى الفرعي ($3s$) يختلفان في عدد الكم.....

① الرئيسي ② الثانوي ③ المغناطيسي ④ المغزلي

29- حينما يتواجد الإلكترون حول النواة في سحابة كروية الشكل، فإن قيمة (L) له تساوي

① (1) ② (2) ③ (zero) ④ (3)

30- الزاوية بين الأوربيتال ($3P_x$) والأوربيتال ($3P_y$) تساوي.....

① (45°) ② (90°) ③ (120°) ④ (180°)

31- تختلف أوربيتالات المستوى الفرعي ($3d$) في.....

① البعد عن النواة ② عدد الكم الثانوي ③ عدد الكم الرئيسي ④ عدد الكم المغناطيسي

32- أي القيم التالية غير صحيحة لكل من عدد الكم الرئيسي والمغناطيسي لنفس الإلكترون...؟؟

① ($n = 3, m_l = -1$) ② ($n = 2, m_l = +3$)

③ ($n = 2, m_l = 0$) ④ ($n = 1, m_l = 0$)

33- كل مما يأتي صحيح بالنسبة للأوربيتال $(2p_x)$ ماعدا:

① يشبه الأوربيتال $(4p_y)$ في الشكل

② يوجد في المستوى الرئيسي (K)

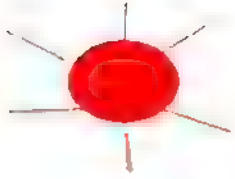
③ طاقته تساوي طاقة الأوربيتال $(2p_z)$

④ يتساوى مع أحد أوربيتالات $(4f)$ في عدد الإلكترونات اللازمة للتشبع

34- العبارة الغير صحيحة لوصف الأوربيتال الموضح بالشكل المقابل هي:

① يتسع لإلكترونين ② ينتمي للمستوى الفرعي (s)

③ كروي متماثل حول النواة ④ تزداد طاقته ويقل حجمه كلما ابتعدنا عن النواة



35- مستوى طاقة رئيسي يتشبع ب (18) إلكترونًا، فإن.....

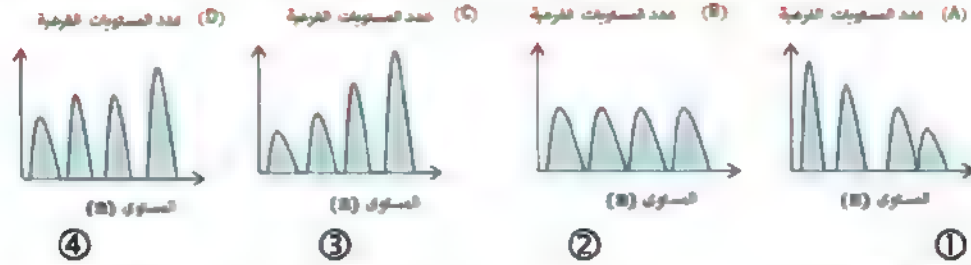
① (n) له تساوي (3) ويحتوي على (9) أوربيتالات

② (n) له تساوي (3) ويحتوي على (4) مستويات طاقة فرعية

③ (n) له تساوي (4) ويحتوي على (3) مستويات طاقة فرعية

④ (n) له تساوي (4) ويحتوي على (4) مستويات طاقة فرعية

36- أي الأشكال التالية يعبر عن العلاقة بين عدد الكم الرئيسي وعدد المستويات الفرعية...؟؟

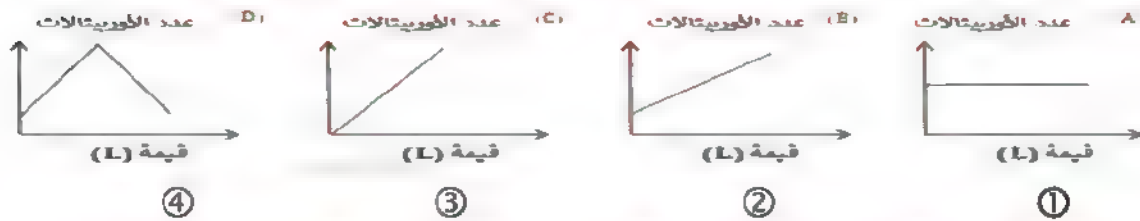


37- قيم أعداد الكم التالية $(n=3, \ell=0, m_\ell=0, m_s=-\frac{1}{2})$ تعبر عن إلكترون يوجد في

المستوى.....

① (3p) ② (3d) ③ (3d) ④ (3s)

38- أي الأشكال التالية تعبر عن العلاقة بين قيمة (ℓ) وعدد أوربيتالات المستوى الفرعي...؟؟



39- عندما يكون $(\ell=2)$ ، $(n=3)$ ، فإن أحد قيم عدد الكم المغناطيسي (m_ℓ) المحتملة تساوي:

① (+3) ② (-3) ③ (+2) ④ $(-\frac{1}{2})$

5- أيا من أعداد الكم التالية لأحد الإلكترونات تتضمن خطأ...؟؟

① $(n=3, \ell=2, m_\ell=-1, m_s=\frac{+1}{2})$ ② $(n=4, \ell=3, m_\ell=-2, m_s=\frac{+1}{2})$

③ $(n=1, \ell=1, m_\ell=+1, m_s=\frac{-1}{2})$ ④ $(n=2, \ell=0, m_\ell=0, m_s=\frac{-1}{2})$

40- أيا من أعداد الكم الآتية لا تتضمن خطأ؟؟

② $(n = 1, \ell = 1, m_\ell = 0)$

① $(n = 4, \ell = 1, m_\ell = -2)$

④ $(n = 5, \ell = 2, m_\ell = -1)$

③ $(n = 3, \ell = 0, m_\ell = 1)$

41- أيا من قيم أعداد الكم الآتية تعبر عن إلكترون في أحد أوربيتالات المستوى الفرعي (4f)؟

① $(n = 4, \ell = 3, m_\ell = +4, m_s = \frac{+1}{2})$

② $(n = 3, \ell = 3, m_\ell = -1, m_s = \frac{-1}{2})$

③ $(n = 4, \ell = 2, m_\ell = 0, m_s = \frac{+1}{2})$

④ $(n = 4, \ell = 3, m_\ell = -2, m_s = \frac{+1}{2})$

42- ما أعداد الكم للإلكترون يشغل الأوربيتال (4py)؟؟

① $(n = 4, \ell = 1, m_\ell = 0, m_s = \frac{+1}{2})$

② $(n = 4, \ell = 1, m_\ell = +1, m_s = \frac{-1}{2})$

③ $(n = 4, \ell = 1, m_\ell = -1, m_s = \frac{-1}{2})$

④ $(n = 4, \ell = 2, m_\ell = -2, m_s = \frac{+1}{2})$

43- في المستوى الفرعي الذي يحتوي على عدد من الإلكترونات تساوي $(2L+1)$ يكون عدد الإلكترونات المزدوجة هو:

④ (7)

③ (5)

② (3)

① (0)

44- تتساوى طاقة الأوربيتالات في ذرة ما عندما:

② يكون لها نفس عدد الكم الرئيسي والمغناطيسي

① يكون لها نفس عدد الكم الثانوي

④ يكون لها نفس عدد الكم المغناطيسي والثانوي

③ يكون لها نفس عدد الكم الرئيسي والثانوي

45- إذا احتوى تحت مستوى الطاقة الذي له أعداد الكم $(n = 4, L = 3)$ على (9) إلكترونات، فإن عدد أوربيتالاته نصف الممتلئة يساوي.....

④ (6)

③ (5)

② (4)

① (3)

46- إذا علمت أن للإلكترون (W) أعداد الكم التالية $(n = 4, \ell = 1, m_\ell = +1, m_s = \frac{+1}{2})$ ، فإن أعداد الكم للإلكترون (Z) الذي له نفس الطاقة ويليه مباشرة تكون:

① $(n = 4, \ell = 1, m_\ell = -1, m_s = \frac{+1}{2})$

② $(n = 5, \ell = 0, m_\ell = 0, m_s = \frac{+1}{2})$

③ $(n = 4, \ell = 1, m_\ell = +1, m_s = \frac{-1}{2})$

④ $(n = 4, \ell = 1, m_\ell = -1, m_s = \frac{-1}{2})$

47- إذا احتوت ذرة عنصر على (3) مستويات طاقة رئيسية وكان مجموع أعداد الكم المغزلية للإلكترونات $= (1 \frac{1}{2})$ ، فإن العدد الذري للعنصر هو:

④ (17)

③ (16)

② (15)

① (14)

الفصل الرابع

قواعد توزيع الإلكترونات

مبدأ باولي للاستبعاد

لا يتفق إلكتروني في ذرة واحدة في نفس أعداد الكم الأربعة.

مثال: إلكتروني المستوى الفرعي $3s$ ، يتفقا في قيم أعداد الكم (n, ℓ, m_ℓ) ويختلفا في عدد الكم المغزلي (m_s) .

عدد الكم	(n)	(ℓ)	(m_ℓ)	(m_s)
الإلكترون الأول	3	0	0	+ 1/2
الإلكترون الثاني	3	0	0	- 1/2



مبدأ البناء التصاعدي

❖ لا بد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى.

❖ يكون الترتيب الحقيقي لطاقة الإلكترونات في الذرة حسب ترتيب المستويات الفرعية الموجودة في المستويات الأساسية وتترتب المستويات الفرعية تصاعدياً كما يلي حسب طاقتها:

$$(1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p)$$

1- يمكن المقارنة بين طاقتي مستويين فرعيين من خلال القانون $(n + \ell)$ لكل مستوى

2- إذا تساوى المستويين في المجموع يكون المستوى الفرعي الذي له عدد كم رئيسي أكبر هو الأكبر في الطاقة.

أمثلة على توزيع الإلكترونات في المستويات المختلفة:

العنصر	توزيع الإلكترونات في المستويات الفرعية مبدأ البناء التصاعدي	توزيع الإلكترونات في المستويات الرئيسية				
		K	L	M	N	O
${}^1\text{H}$	$1s^1$	1				
${}^3\text{Li}$	$1s^2 - 2s^1$	2	1			
${}^7\text{N}$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^3$	2	5			
${}^{11}\text{Na}$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^1$	2	8	1		
${}^{19}\text{K}$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^1$	2	8	8	1	
${}^{20}\text{Ca}$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^2$	2	8	8	2	
${}^{21}\text{Sc}$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^2 - 3d^1$	2	8	9	2	
${}^{26}\text{Fe}$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^2 - 3d^6$	2	8	14	2	

ملاحظات

إذا انتهى التوزيع الإلكتروني للعنصر بالمستوى الفرعي d وكان يحتوي على (4) أو (9) إلكترون، فلا بد من انتقال إلكترون من المستوى الفرعي 4s إلى المستوى الفرعي 3d ليصبح المستوى الفرعي d مكتمل أو نصف مكتمل مما يجعل الذرة أكثر استقراراً.

${}^{29}\text{Cu}$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^1 - 3d^{10}$
${}^{24}\text{Cr}$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^1 - 3d^5$

علل: التوزيع الإلكتروني للنحاس ${}^{29}\text{Cu}$ ينتهي بـ $3d^{10}$, $4s^1$ وليس $3d^9$, $4s^2$ ؟؟

التوزيع الفعلي

$({}^{18}\text{Ar}) 4s^1, 3d^{10}$

$({}^{18}\text{Ar}) 4s^1, 3d^5$

التوزيع المفترض

$({}^{18}\text{Ar}) 4s^2, 3d^9$

$({}^{18}\text{Ar}) 4s^2, 3d^4$

Cu

Cr

بسبب تقارب المستويين 4s , 3d في الطاقة فينتقل إلكترون من الـ 4s إلى الـ 3d ليصبح نصف ممتلئ في الكروم وتام الامتلاء في النحاس فتكون الذرة أكثر استقراراً

علل: يملأ المستوى الفرعي 4s بالإلكترونات قبل المستوى 3d؟؟
لأن المستوى الفرعي 4s أقل في الطاقة من المستوى الفرعي 3d

فكرة ترتيب مستويات الطاقة الفرعية من حيث الطاقة

المستوي الفرعي الذي يكون له مجموع قيم عدد الكم الرئيسي والثانوي ($L+n$) له أقل يملأ بالإلكترونات أولاً :

مثال 4s يملأ أولاً قبل 3d

قيمة مجموع عددي الكم الرئيسي والثانوي للـ 4s $4 = 0+4 = 4$

قيمة مجموع عددي الكم الرئيسي والثانوي للـ 3d $5 = 2+3 = 3$

إذا تساوي المستويين الفرعيين في مجموع قيمة عدد الكم الرئيسي والثانوي فإن المستوى الذي له أصغر قيمة عدد كم رئيسي يملأ أولاً لأنه الأقل في الطاقة.

مثال 4s يملأ أولاً قبل 3p

قيمة مجموع عددي الكم الرئيسي والثانوي للـ 4s $4 = 0+4 = 4$

قيمة مجموع عددي الكم الرئيسي والثانوي للـ 3d $5 = 2+3 = 3$

قاعدة هوند

لا يحدث ازدواج بين إلكترونين في مستوي فرعي معين إلا بعد أن تشغل أوربيتالاته فرادي أولاً

قواعد ملء مستويات الطاقة الفرعية بالإلكترونات تبعاً لقاعدة هوند:

- 1 – أوربيتالات المستوي الفرعي الواحد متساوية الطاقة.
- 2 – يتتابع امتلاء أوربيتالات المستوي الفرعي الواحد بالإلكترونات فرادي أولاً وتكون الحركة المغزلية للإلكترونات في اتجاه واحد.
- 3 – يبدأ حدوث ازدواج في أوربيتالات المستوي الفرعي الواحد بعد شغل جميع أوربيتالاته فرادي أولاً ويكون غزل كل إلكترونين معاكس.
- 4 – يفضل الإلكترون أن يزدوج مع إلكترون آخر في أوربيتال واحد في نفس المستوي الفرعي على أن ينتقل إلى المستوي الفرعي التالي الأعلى في الطاقة.

مثال توزيع ذرة الأكسجين



أمثلة على التوزيع الإلكتروني بقاعدة هوند ومبدأ البناء التصاعدي						
${}^9\text{F}$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^5$	مبدأ البناء التصاعدي		
	$1s^2$	$2s^2$	$2p_x^2 \uparrow\downarrow$	$2p_y^2 \uparrow\downarrow$	$2p_z^1 \uparrow$	قاعدة هوند
${}^8\text{O}$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^4$	مبدأ البناء التصاعدي		
	$1s^2$	$2s^2$	$2p_x^2 \uparrow\downarrow$	$2p_y^1 \uparrow$	$2p_z^1 \uparrow$	قاعدة هوند
${}^7\text{N}$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^4$	مبدأ البناء التصاعدي		
	$1s^2$	$2s^2$	$2p_x^1 \uparrow$	$2p_y^1 \uparrow$	$2p_z^1 \uparrow$	قاعدة هوند

علل: يفضل الإلكترون أن يزدوج مع إلكترون آخر في نفس المستوى الفرعي عن الانتقال إلى أوربيتال مستقل في المستوى الأعلى؟؟

لأن ذلك أفضل لها من حيث الطاقة لأن الطاقة الناتجة عن التنافر أقل من الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون إلى المستوى التالي الأعلى في الطاقة.

علل: تفضل الإلكترونات أن تشغل الأوربيتالات فرادي أولاً قبل أن تزدوج؟؟

لأن ذلك أفضل لها من حيث الطاقة، لأن التنافر بين الإلكترونات في حالة الأزواج يقلل من استقرار الذرة

علل: غزل الإلكترونات المفردة في اتجاه واحد؟؟

علل: الحركة المغزلية للإلكترونات الفرادي في أوربيتالات المستوي الفرعي الواحد تكون في اتجاه واحد؟؟

لأن هذا الوضع يعطي أكثر استقرار للذرة.

لاحظ:

عدد الكم الرئيسي لأي إلكترون في المستويات الفرعية يساوي الرقم الذي يكتب أمامه

عدد الكم الثانوي l لأي إلكترون في المستويات الفرعية يساوي:

s	p	d	f
0	1	2	3

عدد الكم المغناطيسي لأي إلكترون في المستويات الفرعية يساوي $l, +l, -l$

عدد الكم المغزلي لأي إلكترون في المستويات الفرعية يساوي $+1/2$ أو $-1/2$

إذا تفق إلكترونين في عدد الكم الرئيسي والثانوي والمغناطيسي فإنهما لابد أن يختلفان في المغزلي

- 1- الإلكترون الأكبر طاقة يوجد في المستوى الفرعي:
- ① (3s) ② (4s) ③ (3d) ④ (3p)
- 2- تطبيقاً لمبدأ باولي للاستبعاد يُعتبر:
- ① الكرتوني الأوربييتال الواحد دورانها المغزلي متعاكس
 ② يمكن أن يشبع الأوربييتال لأكثر من إلكترونين
 ③ لا يحدث ازدواج بين إلكترونين في المستوى الفرعي (F) إذا كان عدد إلكتروناته أقل من (7)
 ④ (أ) ، (ب) معاً
- 3- ينص مبدأ البناء التصاعدي على.....
- ① لا بد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية الأقل في الطاقة أولاً ثم الأعلى في الطاقة.
 ② لا بد للإلكترونات أن تشغل المستويات الفرعية الأقل في الطاقة أولاً ثم الأعلى في الطاقة.
 ③ لا بد للإلكترونات أن تملأ المستويات الأقل في الطاقة أولاً ثم الأعلى في الطاقة
 ④ (أ) ، (ب) معاً
- 4- ما عدد الإلكترونات في المستوى الفرعي (3s) لعنصر الصوديوم ($_{11}\text{Na}$)...؟؟
- ① (1) ② (2) ③ (zero) ④ (3)
- 5- ما عدد الإلكترونات في المستوى الفرعي (3p) لعنصر الماغنسيوم ($_{12}\text{Mg}$)...؟؟
- ① (1) ② (2) ③ (zero) ④ (3)
- 6- عدد الأوربييتالات الممتلئة تماماً بالإلكترونات في ذرة عنصر الحديد ($_{26}\text{Fe}$).....
- ① (10) ② (11) ③ (12) ④ (13)
- 7- العدد الذري للعنصر الذي تحتوي ذرته على أوربييتال مكتمل في المستوى الفرعي (3p) هو.....
- ① (16) ② (14) ③ (15) ④ (13)
- 8- العدد الذري للعنصر يمتلئ فيه أوربييتالات (3d) قبل اكتمال أوربييتالات (4s) يساوي..
- ① (28) ② (24) ③ (29) ④ (30)
- 9- التوزيع الإلكتروني الصحيح لأربعة إلكترونات تشغل المستوى الفرعي (p) حسب قاعدة هوند.....
- ① (P_x^2, P_y^2, P_z^1) ② (P_x^1, P_y^2, P_z^2)
 ③ (P_x^2, P_y^1, P_z^1) ④ (P_x^2, P_y^2, P_z^1)
- 10- تحتوي ذرة الكربون ($_{6}\text{C}$) في الحالة المستقرة على.....أوربييتال تام الامتلاء.
- ① (1) ② (2) ③ (3) ④ (4)
- 11- ذرة عنصر تحتوي على (8) أوربييتالات تامة الامتلاء وأوربييتال واحد نصف ممتلئ، فإن عدده الذري يساوي.....
- ① (16) ② (17) ③ (18) ④ (19)
- 12- تحتوي ذرة العنصر الذي عدده الذري.....على خمس أوربييتالات نصف ممتلئة
- ① (24) ② (25) ③ (29) ④ (30)
- 13- عنصر ينتهي توزيعه الإلكتروني بالمستوى الفرعي (3d) ويحتوي على أوربييتالين نصف ممتلئين في الحالة المستقرة يكون عدده الذري.....
- ① (24) ② (25) ③ (28) ④ (29)

14- عدد الكم المغناطيسي للإلكترون الأخير في المستوى الفرعي ($3P^2$) يساوي.....

- ① (zero) ② (+1) ③ (+2) ④ (-1)

15- ذرة عنصر (A) مستوياتها الفرعية الثلاثة ممتلئة بالإلكترونات، فإن عدد أوربيتالاتها تساوي.....

- ① (3) ② (5) ③ (6) ④ (9)

16- إذا احتوى أحد العناصر على (5) مستويات فرعية مشغولة بالإلكترونات، فإن عدد الأوربيتالات المشغولة بالإلكترونات تساوي.....

- ① (5) ② (6) ③ (9) ④ (10)

17- أي من التوزيع الإلكتروني الآتي غير صحيح.....

- ① ($_{11}\text{Na} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$)

- ② ($_{13}\text{Al} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$)

- ③ ($_{16}\text{S} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$)

- ④ ($_{29}\text{Cu} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^9$)

18- من خلال معرفة قيمة ($L+n$) يمكن معرفة.....

- ① أي المستويات الرئيسية يمتلئ أولاً بالإلكترونات

- ② أي المستويات الفرعية يمتلئ أولاً بالإلكترونات

- ③ أي الأوربيتالات يمتلئ أولاً بالإلكترونات

- ④ حجم السحابة الإلكترونية "البعد عن النواة"

19- عدد الأوربيتالات التي تحتوي على إلكترونات مزدوجة في الذرة التي لها التركيب الإلكتروني الآتي ($1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1, 3d^5$).....

- ① (5) ② (6) ③ (9) ④ (15)

20- عدد الإلكترونات التي لها عدد كم مغناطيسي ($m_L = \text{zero}$) في ذرة الحديد ($_{26}\text{Fe}$) تساوي.....

- ① (3) ② (7) ③ (13) ④ (4)

21- عدد الإلكترونات التي تحمل عدد الكم ($n=4$) في ذرة الكوبلت ($_{27}\text{Co}$).....

- ① (3) ② (2) ③ (7) ④ (9)

22- عدد الكم الرئيسي لأبعد إلكترون عن النواة في ذرة الخارصين ($_{30}\text{Zn}$) يساوي.....

- ① (2) ② (3) ③ (4) ④ (5)

23- عدد الكم الثانوي لأبعد إلكترون عن النواة في ذرة الكوبلت ($_{27}\text{Co}$).....

- ① (Zero) ② (1) ③ (2) ④ (3)

24- عدد الكم الثانوي للإلكترون الأخير في ذرة البوتاسيوم ($_{19}\text{K}$) تساوي.....

- ① (Zero) ② (1) ③ (2) ④ (3)

25- العنصر الذي لا يحتوي على إلكترونات مفردة هو.....

- ① ($_{18}\text{Ar}$) ② ($_{21}\text{Sc}$) ③ ($_{17}\text{Cl}$) ④ ($_{11}\text{Na}$)

26- ذرة بها سبعة أوربيتالات تامة الامتلاء، فإن الإلكترون الجديد المضاف للذرة يقع ضمن

المستوى الرئيسي.....

- ① الثاني ② الثالث ③ الرابع ④ الخامس

27- كم يكون عدد إلكترونات المستوى الرئيسي الأخير في ذرة الكلور (^{17}Cl) والتي لها عدد كم مغناطيسي = Zero...؟؟

- ① (1) ② (2) ③ (3) ④ (4)

28- في ذرة الكروم (^{24}Cr) عدد الأوربيتالات النصف ممتلئة يساوي.....

- ① (4) ② (5) ③ (6) ④ (7)

29- ذرة توزيعها الإلكتروني يشتمل على خمسة عشر أوربيتال موزعة ضمن سبعة فرعية، فإن عدد المستويات الرئيسية المشغولة بالإلكترونات يساوي.....

- ① ثلاثة ② أربعة ③ خمسة ④ ستة

30- أي أعداد الكم التالية لا تناسب أحد إلكترونات الغصن ($2Z$)...؟؟

- ① ($n=1$) ② ($L=1$) ③ ($m_L=0$) ④ ($m_s=\frac{-1}{2}$)

31- عدد الإلكترونات التي لها عدد كم ثانوي ($L=2$) في ذرة (^{26}Fe) تساوي.....

- ① (2) ② (4) ③ (5) ④ (6)

32- أول عنصر بالجدول الدوري يمكن تطبيق قاعدة هوند عليه أثناء التوزيع الإلكتروني هو:

- ① (B) ② (C) ③ (N) ④ (O)

33- أيا من الإلكترونات التي لها أعداد الكم التالية تكون طاقتها هي الأكبر؟؟

أعداد الكم	A	B	C	D
n	5	4	4	5
l	Zero	1	2	2
m_l	Zero	Zero	-1	+1
m_s	$\frac{+1}{2}$	$\frac{-1}{2}$	$\frac{+1}{2}$	$\frac{+1}{2}$

- ① (A) ② (B) ③ (C) ④ (D)

34- كم عدد الإلكترونات في ذرة البوتاسيوم (^{19}K) التي تقع في مستويات فرعية تنطبق عليها القاعدة ($n+l=4$)...؟؟

- ① إلكترون واحد ② إلكترونين ③ سبع إلكترونات ④ تسع إلكترونات

35- أكبر عدد من الإلكترونات يوجد في ذرة أعداد الكم للإلكترون الأخير بها ($n=3, L=1$) يساوي.....

- ① (12) ② (15) ③ (18) ④ (21)

36- عدد مستويات الطاقة الفرعية التي لها مجموع ($n+l=4$) في ذرة الحديد (^{26}Fe) تساوي...؟؟

- ① مستوى واحد فقط ② مستويين ③ ثلاث مستويات ④ أربعة مستويات

37- "في الأوربيتالات المتساوية في الطاقة لا تزوج الإلكترونات حتى ينال كل منها إلكترون مفرد بدوران مغزلي معاكس" أي مما يلي يحقق هذه العبارة؟

- ① قاعدة هوند ② مبدأ البناء التصاعدي ③ مبدأ باولي ④ مبدأ دي براولي

38- الإلكترون الذي قيمة عدد الكم المغزلي له سالبة يدخل في الأوربيتال ($3p_x$) بعد:

① شغل المستوى الفرعي ($3s$) بالإلكترون واحد

② شغل الأوربيتال ($3p_y$) بالإلكترون واحد

③ شغل الأوربيتال ($3p_z$) بالإلكترون واحد

④ امتلاء المستوى الفرعي ($3s$) بالإلكترونين

39- أي أعداد الكم التالية تمثل إلكترونًا مثارًا بالنسبة للذرة التي لها التوزيع الإلكتروني التالي ($1s^1, 2s^2, 2p^4$)؟؟

أعداد الكم	A	B	C	D
n	2	3	2	3
l	1	Zero	1	1
m_l	Zero	Zero	-1	-2
m_s	$\frac{+1}{2}$	$\frac{+1}{2}$	$\frac{-1}{2}$	$\frac{+1}{2}$

① (A) ② (B) ③ (C) ④ (D)

40- ذرة لها التوزيع الإلكتروني الآتي ($1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1, 3d^{10}$)، فإن الاختيار الصحيح هو:

عدد الإلكترونات في المستوى الرئيسي الثالث	عدد الإلكترونات في المستوى الرئيسي الرابع	
8	11	A
17	2	B
18	2	C
18	1	D

① (A) ② (B) ③ (C) ④ (D)

41- لديك إلكترونان أحدهما في الأوربيتال ($4p_y$) والآخر في الأوربيتال ($3p_y$)، فإنهما:

① يتفقان في (n, m_s) ② يتفقان في (l, m_l)

③ يختلفان في (l, n) ④ يتفقان في الطاقة وشكل الأوربيتال والاتجاه الفراغي

42- عنصر ($26X$)، فإن عدد الأوربيتالات النصف ممتلئة بالإلكترونات في الأيون X^{2+} يساوي:

① (2) ② (3) ③ (4) ④ (5)

43- عنصر (X) التوزيع الإلكتروني له ينتهي ب ($4d^5$) تكون عدد المستويات الفرعية الممتلئة بالإلكترونات هي:

① (9) ② (10) ③ (4) ④ (5)

44- عند تطبيق مبدأ باولي على إلكتروني المستوى الأخير في ذرة الأكسجين ($8O$)، فإنهما يختلفان في:

- ① عدد الكم الرئيسي والثانوي
 - ② عدد الكم الثانوي والمغناطيسي
 - ③ عدد الكم المغناطيسي والرئيسي
 - ④ عدد الكم المغزلي والمغناطيسي
- 45- في أي مستوى فرعي إذا تساوى عدد الإلكترونات مع عدد الأوربيتالات، فإن كل مما يأتي صحيح، ما عدا:**

- ① عدد الإلكترونات المزدوجة = صفر
 - ② جميع الإلكترونات لها نفس أعداد الكم (n, ℓ, m_s)
 - ③ عدد الإلكترونات الكلية في المستوى يمكن حسابه من العلاقة $(2L + 1)$
 - ④ الإلكترون الجديد المضاف له نفس عدد الكم المغزلي للإلكترونات الموجودة بالمستوى
- 46- الإلكترون الذي له أعداد الكم الآتية ($n = 4, \ell = 1, m_\ell = +1, m_s = -\frac{1}{2}$)**

- ① يقع في المستوى الفرعي ($4s$) ويكون في حالة ازدواج
 - ② يقع في المستوى الفرعي ($4p$) في أوربيتال نصف ممتلئ
 - ③ يقع في المستوى الفرعي ($4d$) ويكون في حالة ازدواج
 - ④ يقع في المستوى الفرعي ($4p$) ويكون في حالة ازدواج
- 47- الإلكترونان اللذان يقعان في مستوى رئيسي واحد ولهما نفس قيمتي (ℓ, m_s)**

- ① يشتركان في مستوى فرعي واحد وأوربيتال واحد
- ② يقعان في نفس الأوربيتال ومتشابهان في الغزل المغناطيسي
- ③ يختلفان في المستوى الفرعي ولهما نفس الغزل المغناطيسي
- ④ يقعان في نفس المستوى الفرعي ويختلفان في عدد الكم المغناطيسي

إجابات الباب الأول
الفصل الأول

السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة
1	3	5	4	9	3	13	3	17	2		
2	1	6	3	10	2	14	2	18	3		
3	A	7	2	11	4	15	4	19	4		
4	3	8	2	12	C	16	2	20	4		

الباب الأول
الفصل الثاني

السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة
1	1	11	3	21	2	31	2	41	3	51	1
2	2	12	3	22	1	32	2	42	2	52	2
3	2	13	2	23	1	33	2	43	3	53	4
4	4	14	3	24	4	34	2	44	1	54	2
5	2	15	1	25	4	35	4	45	4	55	4
6	2	16	4	26	4	36	4	46	4	56	3
7	1	17	2	27	4	37	1	47	3	57	3
8	3	18	3	28	2	38	2	48	1		
9	4	19	2	29	3	39	4	49	2		
10	1	20	3	30	1	40	4	50	1		

الباب الأول
الفصل الثالث

الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال
		4	41	4	31	4	21	2	11	3	1
		4	42	2	32	2	22	2	12	2	2
		1	43	2	33	1	23	4	13	3	3
		1	44	4	34	4	24	3	14	4	4
		3	45	1	35	3	25	3	15	1	5
		3	46	3	36	3	26	3	16	3	6
		4	47	4	37	1	27	4	17	3	7
		2	48	2	38	4	28	3	18	3	8
				3	39	3	29	3	19	3	9
				3	40	2	30	4	20	3	10

الباب الأول
الفصل الرابع

الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال
		4	45	3	34	1	23	2	12	3	1
		4	46	3	35	1	24	3	13	1	2
				2	36	1	25	1	14	1	3
				1	37	2	26	2	15	1	4
				3	38	4	27	3	16	3	5
				2	39	3	28	4	17	2	6
				4	40	2	29	2	18	1	7
				2	41	2	30	3	19	3	8
				3	42	4	31	3	20	3	9
				1	43	2	32	2	21	2	10
				4	44	4	33	3	22	2	11



وزارة التربية والتعليم
الإدارة المركزية لتطوير المناهج
إدارة تنمية مادة العلوم

الكيمياء

الصف الثاني الثانوي

2024 / 2023



المراجع

أ/ عبدالله عبدالواحد عباس

الإشراف الفني
مستشار العلوم

د/ عزيزة رجب خليفة

رئيس الإدارة المركزية لتطوير المناهج

د/ أكرم حسن

الوحدة الثانية

الجدول الدوري

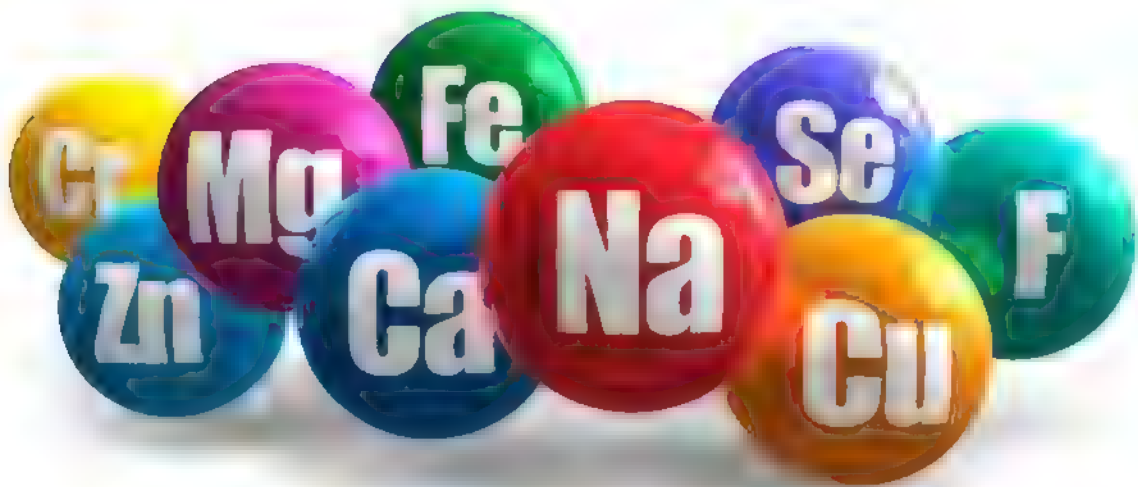
لجنة الإعداد

أ/ سامح ولهم صديق يوسف

أ/ إيمان بالله إبراهيم محمد

أ/ مينا عطية عبد الملك

الجدول الدوري الحديث



الدرس الأول: - الجدول الدوري الحديث

الدرس الثاني: - تدرج الخواص في الجدول الدوري

الدرس الثالث: - تابع تدرج الخواص في الجدول الدوري

الدرس الرابع: - أعداد التأكسد

الدرس الأول الجدول الدوري الحديث

- الجدول الدوري الحديث:

رتبت فيه العناصر تصاعدياً حسب أعدادها الذرية ووفقاً لمبدأ البناء التصاعدي.

ترتب المستويات الفرعية تصاعدياً حسب الطاقة كما يلي:

1s			
2s →		2p	
3s →		3p	
4s →	3d	→	4p
5s →	4d	→	5p
6s →	4f → 5d	→	6p
7s →	5f → 6d	→	7p

لاحظ أن:

- الرقم الموجود على يسار المستوى الفرعي يمثل عدد الكم الرئيسي (n) أي رقم مستوى الطاقة الرئيسي الذي ينتمي إليه هذا المستوى الفرعي.

- العناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني بنفس المستوى الفرعي وبه نفس عدد الإلكترونات توضع تحت بعضها في أعمدة أو مجموعات رأسية. **لماذا؟**

وبذلك يمكن تقسيم العناصر إلى أربعة مناطق (فئات) في الجدول الدوري حسب اسم المستوى الفرعي الذي ينتهي به التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر.

الفئة (s)

1S
2S
3S
4S
5S
6S
7S

الفئة (f)

4f
5f

الفئة (d)

3d
4d
5d
6d

الفئة (p)

2P
3P
4P
5P
6P
7P

توضع أسفل الجدول في جدول خاص حتى لا يتغير شكل الجدول أو يخالف الأساس الذي بني عليه

الجدول الدوري الحديث العنصر الانتقالية الرئيسية

1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 Zero
1 H	2 He																
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

العناصر الانتقالية الداخلية

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

الأكتييدات

الأكتييدات

وبالتالي يمكن وصف الجدول كما يلي:

تترتب العناصر تصاعدياً حسب العدد الذري (عدد البروتونات) كل عنصر يزيد عن الذي يسبقه في نفس الدورة بروتون واحد وإلكترون واحد ويتتابع ملء المستويات الفرعية التي في نفس الدورة حتى تنتهي بالغاز الخامل لنبدأ بعدها دورة جديدة أي ملء مستوى طاقة جديد.

الدورات الأفقية:

هي مجموعة من العناصر متدرجة الخواص مرتبة تصاعدياً حسب الزيادة في أعدادها الذرية من اليسار إلى اليمين

مميزاتها

- ❖ عناصر الدورة الواحدة لها نفس عدد مستويات الطاقة الرئيسية.
- ❖ يزيد كل عنصر عن الذي يسبقه بمقدار واحد بروتون في النواة (واحد إلكترون في مستوى الطاقة).
- ❖ تبدأ كل دورة بملء مستوى طاقة رئيسي جديد بالإلكترونات، وتبدأ بعنصر من الفئة (s).
- ❖ تنتهي كل دورة بغاز خامل حيث تكون فيه جميع مستويات الطاقة مكتملة بالإلكترونات.
- ❖ تختلف عناصر الدورة الواحدة في الخواص الكيميائية، لاختلاف التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير.
- ❖ تتفق عناصر الدورة الواحدة في قيم (n) فقط.

المجموعات الرأسية:

هي مجموعة من العناصر متشابهة في الخواص الكيميائية ومرتبة تصاعدياً من أعلى إلى أسفل حسب الزيادة في أعدادها الذرية.

مميزاتها

- ❖ ينتهي التوزيع الإلكتروني لعناصر المجموعة بنفس المستوى الفرعي وبه نفس عدد الإلكترونات.
- ❖ لها نفس عدد الإلكترونات في مستويات الطاقة الخارجية.
- ❖ يزيد كل عنصر عن الذي يسبقه بمقدار مستوى طاقة مكتمل.
- ❖ يختلف إلكتروناتها الأخير في عدد الكم الرئيسي ويتفق في قيم (m_s, m_l, l).
- ❖ تتفق عناصر المجموعة الواحدة في الخواص الكيميائية، لأنها تتفق في التركيب الإلكتروني في مستوى الطاقة الأخير.
- ❖ رقم المجموعة يدل على عدد الإلكترونات في المستوى الخارجي للذرة وخاصة في العناصر الممثلة.

عنصر توزيعه الإلكتروني هو $4s^2, 3d^5$ $[18Ar]$ فإن التوزيع الإلكتروني للعنصر الذي يليه في نفس الدورة هو بينما التوزيع الإلكتروني للعنصر الذي يليه في نفس المجموعة هو

- ❖ التركيب الإلكتروني للعنصر الذي يليه في نفس الدورة نحصل عليه من زيادة عدد الإلكترونات في آخر مستوى فرعي بمقدار واحد إلكترون فيكون $4s^2, 3d^6$ $[18Ar]$
- ❖ التركيب الإلكتروني للعنصر الذي يليه في نفس المجموعة نحصل عليه بكتابة العنصر الخامل الذي يلي العنصر الخامل الموجود في التوزيع ثم كتابته باقي التوزيع كما هو مع زيادة الأرقام الموجودة على يسار كل مستوى فرعي بمقدار واحد فيكون $5s^2, 4d^5$ $[36Kr]$

فئات عناصر الجدول الدوري

يحتوي الجدول الدوري الحديث على حوالي 118 عنصر يتم تقسيمهم إلى أربع فئات حسب اسم المستوى الفرعي الذي يشغله الإلكترون الأخير وهي:

عناصر الفئة s:

- هي مجموعة من العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي s وتقع في يسار الجدول الدوري وتضم المجموعتين (1A)، (2A).
- المجموعة 1A تعرف بفلزات الألقاء وتركيبها الإلكتروني (ns^1) .
- المجموعة 2A تعرف بفلزات الألقاء الأرضية وتركيبها الإلكتروني (ns^2) .
- حيث n يمثل رقم مستوي الطاقة الأخير ورقم الدورة في نفس الوقت.
- جميع عناصرها ممثلة ماعدا الهيليوم غاز نبيل (خامل)

عناصر الفئة p:

- هي مجموعة من العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي p وتقع في يمين الجدول الدوري وتضم ست مجموعات هي: (3A)، (4A)، (5A)، (6A)، (7A)، (الصفيرية).
- توزيعها الإلكتروني في مستوى الطاقة الأخير من np^1 حتى np^6 . حيث n يمثل رقم مستوي الطاقة الأخير ورقم الدورة في نفس الوقت.
- جميع عناصرها ممثلة ماعدا المجموعة الصفيرية تضم الغازات النبيلة (الخاملة)

1A	2A
H	He
Li	Be
Na	Mg
K	Ca
Rb	Sr
Cs	Ba
Fr	Ra

3A	4A	5A	6A	7A	0
B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	He 2
Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ne 10
Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Ar 18
In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Kr 36
Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54
Nh 113	Fl 114	Mt 115	Lv 116	Ts 117	Og 118

عناصر الفئة d:

- تحتوي على العناصر التي يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي d.
- تشغل المنطقة الوسطى في الجدول وتتكون من عشرة أعمدة رأسية، تتميز أرقامها بالحرف B عدا المجموعة الثامنة (VIII) التي تضم 3 أعمدة رأسية.
- توزيعها الإلكتروني الأخير $(n-1)d^{1-10}$ ، حيث n يمثل رقم مستوى الطاقة الأخير. وتشمل العناصر الانتقالية الرئيسية.

3B	4B	5B	6B	7B	8		1B	2B	
Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30
Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48
[La]	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80
[La]	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds 110	Rg 111	Cn 112

- تتكون عناصر الفئة d من ثلاث سلاسل انتقالية مكتملة هي:

السلسلة الانتقالية الأولى	السلسلة الانتقالية الثانية	السلسلة الانتقالية الثالثة
مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 3d	مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 4d	مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 5d
تقع في الدورة الرابعة	تقع في الدورة الخامسة	تقع في الدورة السادسة
تشمل العناصر من السكندريوم (Sc) حتى الخارصين (Zn)	تشمل العناصر من اليوتريوم (Y) حتى الكاديوم (Cd)	تشمل العناصر من اللانثانيوم (La) حتى الزئبق (Hg)

أما السلسلة الانتقالية الرابعة لم يكتمل اكتشاف جميع عناصرها بعد.

عناصر الفئة f:

- توضع أسفل الجدول للحفاظ على شكل الجدول

- يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي f الذي يتسع لعدد 14 إلكترون.

تتكون من سلسلتين أفقيتين هما:

* اللانثانيدات: توزيعها الإلكتروني من $4f^1$ حتى $4f^{14}$.

* الأكتينيدات: توزيعها الإلكتروني من $5f^1$ حتى $5f^{14}$.

اللانثانيدات	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
الأكتينيدات	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

اللانثانيدات	الأكتينيدات
مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (4f) بالإلكترونات.	مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (5f) بالإلكترونات.
مستوى التكافؤ الخارجي لجميع عناصرها ينتهي بـ $(6s^2)$ لذلك فهي شديدة التشابه و يصعب فصلها عن بعضها ولذلك تسمى بالعناصر الأرضية النادرة وتعتبر تسمية خاطئة لأنه أمكن حديثاً فصل أكاسيدها عن طريق التبادل الأيوني	مستوى التكافؤ الخارجي لجميع عناصرها ينتهي بـ $(7s^2)$ وأنوية ذراتها غير مستقرة لذلك فإن معظمها عناصر مشعة.
تقع في الدورة السادسة	تقع في الدورة السابعة

الشكل التالي يوضح فئات العناصر في الجدول الدوري وموقعها

s-block		d الفئة										p الفئة					
1	2											13	14	15	16	17	18
1s	2s											2p	3p	4p	5p	6p	7p
3s	4s	3d										2p	3p	4p	5p	6p	7p
5s	6s	4d										2p	3p	4p	5p	6p	7p
7s	8s	5d										2p	3p	4p	5p	6p	7p
9s	10s	6d										2p	3p	4p	5p	6p	7p
												4f	5f				

أنواع العناصر وموقعها في الجدول الدوري

18	2
He	
10	
Ne	
18	
Ar	
36	
Kr	
54	
Xe	
86	
Rn	
118	
Og	

1- العناصر الخاملة:

- ❖ عناصر المجموعة الصفيرية.
- ❖ تمثل المجموعة الأخيرة من عناصر الفئة (p).
- ❖ تركيبها الإلكتروني الأخير np^6 باستثناء الهيليوم He تركيبه الإلكتروني $1s^2$.
- ❖ تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات.
- ❖ عناصر مستقرة، تكون مركبات بصعوبة بالغة.
- ❖ لا تدخل في تفاعلات كيميائية في الظروف العادية وجزيئاتها أحادية الذرة.

2- العناصر الممثلة:

- ❖ عناصر الفئة s والفئة p ماعدا الغازات الخاملة.
- ❖ تشغل المجموعات من 1A : 7A.
- ❖ تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة ماعدا المستوى الرئيسي الأخير.
- ❖ تميل إلى الوصول إلى التركيب الإلكتروني المماثل لأقرب غاز خامل. لذا تدخل في تفاعلات كيميائية عن طريق فقد أو اكتساب إلكترونات أو بالمشاركة.

العناصر الانتقالية الرئيسية:

❖ هي عناصر الفئة **d** وتتوسط الجدول الدوري وجميع مستويات الطاقة لها ممتلئة بالإلكترونات ما عدا المستويين الخارجيين.

❖ تنقسم إلى ثلاث سلاسل أفقية وتقع في 3 دورات متتالية بداية من الدورة الرابعة

العناصر الانتقالية الداخلية:

❖ هي عناصر الفئة **f** وتقع أسفل الجدول الدوري وجميع مستويات الطاقة لها ممتلئة بالإلكترونات ما عدا المستويات الثلاث الخارجية.

❖ تنقسم إلى سلسلتين (اللانتانيدات – الأكتينيدات) وتقع في دورتين متتاليتين هما السادسة والسابعة.

التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز خامل:

- عبارة عن توزيع إلكتروني مختصر، حيث يتم اختصار المستويات المكتملة برمز الغاز الخامل المقابل.
- يتم اختيار الغاز الخامل الذي عدده الذري يسبق العدد الذري للعنصر المراد توزيعه ثم استكمال باقى الإلكترونات في المستويات الفرعية التي تلى الغاز الخامل كما بالمخطط التالي:

[2He] 2s, 2p

[10Ne] 3s, 3p

[18Ar] 4s, 3d, 4p

[36Kr] 5s, 4d, 5p

[54Xe] 6s, 4f, 5d, 6p

[86Rn] 7s, 5f, 6d, 7p

مثال:

التوزيع الإلكتروني لذرة الحديد ^{26}Fe كما يلي: **[18Ar] 4s², 3d⁶**

الحالات الشاذة في التوزيع الإلكتروني لبعض عناصر الجدول الدوري

- تظهر مثل هذه الحالات في بعض عناصر الفئتين **d**، **f**. بسبب تقاربهم مع المستوى الفرعي **s** في الطاقة.
- فمثلاً في **عنصر الكروم ^{24}Cr** من الفئة **d** يتم نقل إلكترون من المستوى الفرعي **4s** إلى المستوى الفرعي **3d** ليصبح نصف ممتلئ وتكون الذرة في حالة أكثر استقراراً، ويصبح التوزيع الإلكتروني له كما يلي: **[18Ar] 4s¹, 3d⁵** بدلاً من **[18Ar] 4s², 3d⁴**

- وفي **عنصر النحاس ^{29}Cu** من الفئة **d** يتم نقل إلكترون من المستوى الفرعي **4s** إلى المستوى الفرعي **3d** ليصبح تام الامتلاء وتكون الذرة في حالة أكثر استقرارًا، ويصبح التوزيع الإلكتروني له كما يلي: **$[\text{Ar}] 4s^1, 3d^{10}$ بدلًا من $[\text{Ar}] 4s^2, 3d^9$**

تحديد موقع العنصر في الجدول الدوري من خلال التوزيع الإلكتروني:

رقم الدورة: هو أعلى عدد كم رئيسي في التوزيع الإلكتروني (موجود على يسار آخر **s** في التوزيع)

رقم المجموعة: يتحدد حسب نوع العنصر:

- العناصر النبيلة: تقع في المجموعة الصفرية.

- العناصر الممثلة:

رقم المجموعة = عدد إلكترونات المستوى الرئيسي الخارجي (مجموع إلكترونات آخر **s**، **p** في التوزيع) ويتم تمييز رقم المجموعة بالحرف **A** (الذي يميز مجموعات العناصر الممثلة).

- العناصر الانتقالية الرئيسية:

رقم المجموعة = مجموع إلكترونات آخر **s**، **d** في التوزيع ويضاف الحرف **B** (الذي يميز مجموعات العناصر الانتقالية) ماعدًا:

• إذا كان عدد إلكترونات المستوى هو: **d^6, d^7, d^8** تقع هذه العناصر في المجموعة الثامنة

(VIII) بدون الحرف B

• إذا كان مجموع إلكترونات **s, d** = **11** يقع العنصر في المجموعة **IB**

• إذا كان مجموع إلكترونات **s, d** = **12** يقع العنصر في المجموعة **IIB**

رقم الأعمدة:

وهي الترقيم البديل لرقم المجموعة ويمكن تحديده بسهولة عن طريق جمع عدد الإلكترونات الموجودة في المستويات الفرعية التالية لأقرب غاز خامل ولا يأخذ رقم العمود أي حروف **A** أو **B**.

ماعدًا الغازات الخاملة تقع جميعها في العمود رقم **18**

مثال:

إذا كان التوزيع الإلكتروني للذرة هو $4s^1 [18\text{Ar}]$ يكون العنصر في العمود الأول

إذا كان التوزيع الإلكتروني للذرة هو $4s^2, 3d^6 [18\text{Ar}]$ يكون العنصر في العمود رقم 8

إذا كان التوزيع الإلكتروني للذرة هو $4s^2, 3d^{10}, 4p^3 [18\text{Ar}]$ يكون العنصر في العمود رقم 15

الجدول التالي يبين طريقة تحديد كل من:

فئة العنصر – نوع العنصر – رقم الدورة التي يوجد فيها – رقم المجموعة التي ينتمي إليها:

العنصر	التوزيع الإلكتروني	الفئة	النوع	الدورة	المجموعة	العمود
4B	$[2\text{He}] 2s^2$	s	ممثل	2	IIA	2
13Al	$[10\text{Ne}] 3s^2, 3p^1$	p	ممثل	3	IIIA	3
18Ar	$[10\text{Ne}] 3s^2, 3p^6$	p	خامل	3	الصفيرية	18
25Mn	$[18\text{Ar}] 4s^2, 3d^5$	d	انتقالي رئيسي سلسلة أولى	4	VIIB	7
29Cu	$[18\text{Ar}] 4s^1, 3d^{10}$	d	انتقالي رئيسي سلسلة أولى	4	IB	11
57La	$[54\text{Xe}] 6s^2, 5d^1$	d	انتقالي رئيسي سلسلة ثالثة	6	IIIB	3
64Gd	$[54\text{Xe}] 6s^2, 5d^1, 4f^7$	f	انتقالي داخلي	6	لانثانيدات	

أسئلة الدرس الأول

اختر الإجابة الصحيحة

1- المستويات الحقيقية للطاقة في الذرة هي:

② مستويات الطاقة الفرعية

① مستويات الطاقة الرئيسية

④ المستويات s، p فقط

③ المستويات s، d فقط

2- أيا من العبارات الآتية تعبر تعبيرًا صحيحًا عن الدورة الثالثة في الجدول الدوري؟

- ① يتتابع فيها امتلاء المستويات الفرعية (3s, 3p, 3d)
- ② يتتابع فيها امتلاء المستويات الفرعية (3s, 3p)
- ③ يتتابع فيها امتلاء المستويات الفرعية (2s, 2p)
- ④ جميعها عناصر ممثلة

3- عناصر الدورة الواحدة بالجدول الدوري يكون لها نفس:

- ① عدد إلكترونات التكافؤ
- ② الخواص الكيميائية
- ③ عدد مستويات الطاقة الرئيسية
- ④ العدد الذري

4- تتشابه عناصر المجموعة الواحدة في الخواص الكيميائية لأنها:

- ① تحتوي نفس العدد من البروتونات
- ② تحتوي نفس العدد من مستويات الطاقة
- ③ تحتوي نفس العدد من إلكترونات التكافؤ
- ④ متساوية في الكتلة الذرية

5- أيا من الدورات التالية من الجدول الدوري تحتوي على جميع أنواع العناصر؟

- ① الثانية
- ② الرابعة
- ③ الخامسة
- ④ السادسة

6- أيا مما يلي يعد صحيحًا فيما يتعلق بالدورة الرابعة بالجدول الدوري؟

- ① تشتمل على أربعة أنواع من العناصر
- ② تشتمل على عناصر انتقالية داخلية
- ③ تشتمل على ثلاث أنواع من العناصر
- ④ تبدأ بعنصر ينتهي توزيعه الإلكتروني np^6

7- تتشابه عناصر المجموعة الواحدة في كل مما يأتي، ماعدا:

- ① الإلكترون الأخير لكل عناصرها له نفس عدد الكم المغناطيسي
- ② الإلكترون الأخير في كل منها له نفس أعداد الكم (n, l)
- ③ الإلكترون الأخير لكل عناصرها له نفس الغزل المغناطيسي
- ④ لها نفس عدد إلكترونات التكافؤ في المستوى الرئيسي الأخير

8- جميع دورات الجدول الدوري:

- ① تبدأ بعنصر ممثل وتنتهي بعنصر انتقالي رئيسي
- ② تبدأ بعنصر خامل وتنتهي بعنصر ممثل
- ③ تبدأ بعنصر ممثل وتنتهي بعنصر خامل

④ تبدأ بعنصر ممثل وتنتهي بعنصر آخر ممثل

9- عناصر الدورة الرابعة من الجدول الدوري:

① لها نفس عدد الكم الثانوي

② تتضمن عناصر انتقالية داخلية

③ لها نفس عدد مستويات الطاقة الرئيسية

④ لها نفس عدد الإلكترونات في المستوى الأبعد عن النواة

10- ثلاث عناصر (A,B,C) تقع في دورة واحدة وفي ثلاث مجموعات متتالية بالجدول الدوري، فإذا كان العنصر (A) يقع في بداية الدورة الثالثة فإن العنصر (C) ينتهي تركيبه الإلكتروني:

① (4s¹) ② (3p³) ③ (3s¹) ④ (3p¹)

11- عدد العناصر التي ينتهي تركيبها الإلكتروني بالمستوى الفرعي (d) في الدورات الرابعة والسادسة يساوي:

① عشرة عناصر ② عشرون عنصر ③ ثلاثون عنصر ④ أربعون عناصر

12- عنصر ممثل تتوزع إلكتروناته في أربعة مستويات طاقة رئيسية والمستوى الفرعي الأخير مكتمل بالإلكترونات، فإن هذا العنصر يقع في:

① الدورة الرابعة والمجموعة (6A)

② الدورة الرابعة والمجموعة الصفرية

③ الدورة الرابعة والمجموعة (2A)

④ الدورة الثالثة والمجموعة (4A)

13- عناصر تركيبها الإلكتروني (ns^{1:2}, np^{1:5}) يكون نوعها:

① عناصر نبيلة ② عناصر ممثلة

③ عناصر انتقالية داخلية ④ عناصر انتقالية رئيسية

14- عنصر انتقالي من عناصر السلسلة الانتقالية الرئيسية الأولى مستوى الطاقة

الرئيسي قبل الأخير به خمسة عشر إلكترونًا، فإن عدده الذري يساوي:

① (21) ② (27) ③ (23) ④ (25)

الدرس الثاني تدرج الخواص في الجدول

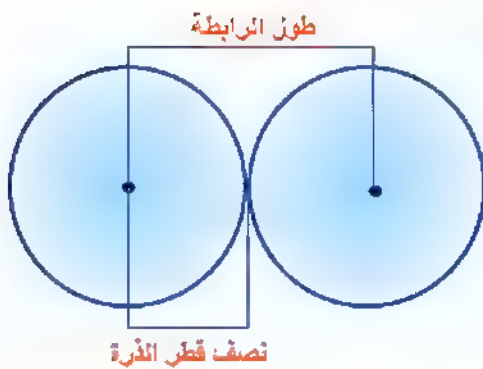
1. نصف القطر.
2. جهد التأين (طاقة التأين).
3. الميل الإلكتروني (القابلية الإلكترونية).
4. السالبية الكهربائية.
5. الخاصية الفلزية واللافلزية.
6. الصفة الحمضية والقاعدية.
7. أعداد التأكسد.

1- نصف القطر الذري:

من الخطأ أن نعرف نصف قطر الذرة بأنه **المسافة من النواة إلى أبعد إلكترون**. (لا يمكن قياس نصف قطر الذرة فيزيائياً) لأن النظرية الموجية أظهرت أنه لا يمكن تحديد موقع الإلكترون حول النواة بدقة حيث أن الإلكترون يتواجد في سحابة إلكترونية حول النواة في جميع الاتجاهات والأبعاد.

نصف قطر الذرة: هو نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين في جزئ ثنائي الذرة.

طول الرابطة: هو المسافة بين مركزي (نواتي) ذرتين متحدثتين.



يقاس نصف القطر بوحدة **الأنجستروم Å** أو **البكومتر**

العلاقة بين نصف القطر وطول الرابطة

في حالة الذرتين المتماثلتين:

$$\text{نصف قطر الذرة} = \frac{\text{طول الرابطة}}{2}$$

$$\text{طول الرابطة} = \text{نصف القطر} \times 2$$

في حالة عدم تماثل الذرتين:

طول الرابطة التساهمية = مجموع نصفي قطري الذرتين المكونين للرابطة.

طول الرابطة الأيونية = مجموع نصفي قطري الأيونين المكونين للرابطة.

مجموع نصفي قطري أيوني وحدة الصيغة.

المسافة بين مركزي الأيونين في وحدة الصيغة.

الجدول التالي يوضح العلاقة بين طول الرابطة ونصف القطر في بعض العناصر

الجزئ	H-H	F-F	Cl-Cl	Br-Br	I-I
طول الرابطة بالأنجستروم	0.6	1.28	1.98	2.28	2.66
نصف القطر الذري التساهمي	0.3	0.64	0.99	1.14	1.33

مثال: إذا علمت أن طول الرابطة في جزئ الكلور **Cl-Cl** يساوي **1.98** أنجستروم، وطول الرابطة بين ذرتي الكربون والكلور **C-Cl** يساوي **1.76** أنجستروم، احسب نصف قطر ذرة الكربون؟

نصف قطر ذرة الكلور = $1.98 \div 2 = 0.99$ أنجستروم

نصف قطر ذرة الكربون = طول رابطة الكربون والكلور - نصف قطر ذرة الكلور

$$= 0.99 - 1.76 = 0.77 \text{ أنجستروم}$$

مثال: إذا علمت أن نصف قطر أيوني **Cr⁺⁺**، **Mg⁺⁺** على الترتيب **0.84**، **0.72** أنجستروم وأن طول الرابطة الأيونية في جزئ أكسيد الماغنسيوم **2.12** أنجستروم. احسب طول الرابطة في جزئ أكسيد الكروم **II**.

نصف قطر أيون الأكسجين = طول الرابطة في أكسيد الماغنسيوم - نصف قطر أيون الماغنسيوم

نصف قطر أيون الأكسجين = $2.12 - 0.72 = 1.4$ أنجستروم.

طول الرابطة في أكسيد الكروم = نصف قطر أيون الأكسجين + نصف قطر أيون الكروم **II**

طول الرابطة في أكسيد الكروم = $1.4 + 0.84 = 2.24$ أنجستروم.

شحنة النواة الفعالة: هي شحنة النواة الفعلية التي يتأثر بها إلكترون ما في ذرة ما.

📖 علل: شحنة النواة الفعالة تكون دائماً أقل من شحنة النواة؟

✍ لأن الإلكترونات الداخلية بالمدارات المكتملة تقوم بحجب جزء من شحنة النواة عن إلكترونات التكافؤ (الإلكترون موضع الدراسة).

علل: كلما زادت شحنة الأيون السالب كلما زاد نصف قطره.

كلما زادت الشحنة السالبة زادت قوى التنافر بين الإلكترونات فيزداد نصف قطر الأيون السالب عن نصف قطر ذرته.

2- جهد التأين (طاقة التأين):

- ❖ إذا اكتسبت الذرة كمية محدودة من الطاقة فإن الإلكترونات تنثر وتنتقل إلى مستويات طاقة أعلى وتعرف الطاقة المكتسبة في هذه الحالة بطاقة الإثارة
- ❖ إذا اكتسبت الذرة كمية كبيرة من الطاقة تعمل على تحرر أضعف الإلكترونات ارتباطاً بالذرة وتتحول الذرة إلى أيون موجب تعرف الطاقة المكتسبة في هذه الحالة بطاقة التأين (جهد التأين)

طاقة التأين	طاقة الإثارة
- طاقة لازمة (ممتصة) - تفصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة - تصبح الذرة أيون موجب.	- طاقة لازمة (ممتصة) - تنقل الإلكترون إلى مستوى طاقة أعلى - تصبح ذرة مثارة.

جهد التأين (طاقة التأين):

مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة المفردة وهي في الحالة الغازية.

تدرج جهد التأين في الجدول الدوري:

في الدورات الأفقية:

يزداد جهد التأين من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري.

بسبب نقص نصف القطر وزيادة الشحنة الفعالة فتزيد قوة جذب النواة للإلكترونات وتحتاج إلى طاقة أكبر لفصلها.

في المجموعات الرأسية:

يقل جهد التأين من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذري.

بسبب زيادة نصف القطر وابتعاد الإلكترونات الخارجية عن النواة فيقل جذب النواة لها وتقل الطاقة اللازمة لفصلها.

ملاحظات:

- ❖ يعبر عن ΔH لعملية التأين بإشارة موجبة لأن طاقة التأين عبارة عن طاقة ممتصة.
- ❖ جهد التأين يتناسب عكسياً مع نصف القطر الذري ومع قابلية فقد الإلكترونات.
- ❖ عناصر المجموعة 7A أعلى العناصر في جهد التأين كلا في دورته.
- ❖ عناصر المجموعة 1A أقل العناصر في جهد التأين كلا في دورته.
- ❖ جهد التأين ماص للحرارة.
- ❖ يمكن إزالة إلكترون أو أكثر من الذرة ولذلك فهناك أكثر من جهد تأين للذرة الواحدة يعرف بجهد التأين الأول وجهد التأين الثاني والثالث و..... وهكذا

مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالنواة في الذرة المفردة وهي في الحالة الغازية

جهد التأين الأول

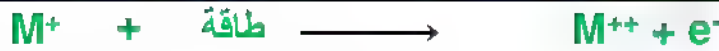
يتكون أيون يحمل شحنة موجبة واحدة:



مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل إلكترون من أيون موجب يحمل شحنة موجبة واحدة

جهد التأين الثاني

يتكون أيون يحمل شحنتين موجبتين:



مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل إلكترون من أيون موجب يحمل شحنتين موجبتين

جهد التأين الثالث

يتكون أيون يحمل ثلاث شحنات موجبة:



علل: جهد التأين الأول للغازات النبيلة مرتفع جداً.

بسبب استقرار نظامها الإلكتروني وبذلك يصعب إزالة إلكترون من مستوى طاقة مكتمل.

علل: يزداد جهد التأين الثاني عن جهد التأين الأول.

بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة فيزيد جذب النواة للإلكترونات فتحتاج الى طاقة أكبر لفصل الإلكترون.

علل: جهد التأين الأول للبتواسيوم K_{19} أقل من جهد التأين الأول للكالسيوم Ca_{20} بينما جهد التأين الثاني للبتواسيوم أكبر بكثير من جهد التأين الثاني للكالسيوم.

جهد التأين الأول للبتواسيوم أقل من جهد التأين الأول للكالسيوم، لسهولة فقد إلكترون التكافؤ، بينما جهد التأين الثاني للبتواسيوم أكبر بكثير من جهد التأين الثاني للكالسيوم، لأن ذلك يتسبب في كسر مستوى طاقة تام الامتلاء.

علل: جهد التأين الأول للفوسفور ^{15}P أكبر من جهد التأين الأول للكبريت ^{16}S رغم أنه يسبقه مباشرة في نفس الدورة.



لأن الذرة تكون أكثر استقراراً عندما يكون المستوى الفرعي $3p$ نصف ممتلئ كما في حالة الفوسفور ونزع إلكترون منها يقتل من استقرارها.

علل: جهد تأين الألومنيوم ^{13}Al أقل من جهد تأين الماغنسيوم ^{12}Mg رغم أنه يليه مباشرة في نفس الدورة.



لأن الذرة تكون أكثر استقراراً عندما يكون المستوى الفرعي $3s$ تام الامتلاء كما في حالة ذرة الماغنسيوم ونزع إلكترون منها يقتل من استقرارها.

ملاحظات هامة

- ❖ جهد التأين الأول للغازات الخاملة مرتفع جداً وذلك بسبب استقرار نظامها الإلكتروني (جميع المستويات بها مكتملة) وبالتالي يصعب فصل إلكترون من مستوي مكتمل لأن كسر مستوي طاقة مكتمل يحتاج لطاقة كبيرة.
- ❖ خروج إلكترون من مستوي تام الامتلاء أو نصف مكتمل يحتاج إلى طاقة كبيرة جداً مما يجعل العنصر يشذ عن التدرج المتوقع.

3- الميل الإلكتروني (القابلية الإلكترونية):

مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونًا أو أكثر.

- ❖ يزيد الميل الإلكتروني زيادة كبيرة عندما يعمل الإلكترون المكتسب على ملء مستوى طاقة فرعي أو جعله نصف ممتلئ هذا يجعل الذرة أكثر استقرارًا.
- ❖ يقل الميل الإلكتروني إذا كان المستوى الأخير مكتمل أو نصف مكتمل لأن الذرة تكون أكثر استقرارًا.

تدرج الميل الإلكتروني في الجدول الدوري:

في الدورات الأفقية:

- يزيد الميل الإلكتروني من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري.
- بسبب نقص الحجم الذري فيزيد جذب النواة للإلكترونات ويسهل على النواة جذب إلكترون جديد.

علل: يشذ الميل الإلكتروني لكل من (${}^7\text{N}$, ${}^4\text{Be}$) عن التدرج الطبيعي في الميل لعناصر الدورة الثانية.

علل: قيم الميل الإلكتروني لذرات عناصر (${}^7\text{N}$, ${}^4\text{Be}$) تقترب من الصفر.
في حالة البريليوم يكون مستوياته ($1s^2$, $2s^2$) ممتلئة وفي حالة النيتروجين يكون المستوى الفرعي (p) نصف ممتلئ ($1s^2$, $2s^2$, $2p^3$) ويقل الميل الإلكتروني إذا كان المستوى الفرعي الأخير مكتمل أو نصف مكتمل لأن هذا يجعل الذرة أكثر استقرارًا.

في المجموعات الرأسية:

- يقل الميل الإلكتروني من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذري.
- بسبب زيادة الحجم الذري فيقل جذب النواة للإلكترونات ويصعب جذب إلكترون جديد

❖ الميل الإلكتروني يتناسب عكسياً مع نصف القطر الذري.

❖ الميل الإلكتروني حرارة منطلقة.



❖ عناصر المجموعة 1A أقل العناصر في الميل الإلكتروني كل في دورته.

❖ عناصر المجموعة 7A أعلى العناصر في الميل الإلكتروني كل في دورته.

❖ ترتيب عناصر المجموعة 7A حسب الميل هو $\text{I} < \text{Br} < \text{F} < \text{Cl}$

علل: الميل الإلكتروني للفلور أقل من الميل الإلكتروني للكلور رغم صغر نصف قطر الفلور.

بسبب صغر حجم ذرة الفلور فيقابل الإلكترون الجديد بقوة تنافر كبيرة مع الإلكترونات التسعة القريبة من النواة مما يقلل من كمية الطاقة المنطلقة، لاستهلاك جزءاً منها للتغلب على قوة التنافر.

هي قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية

تدرج السالبية الكهربية في الجدول الدوري:

في الدورات الأفقية:

تزداد السالبية الكهربية من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذري.

✍ لأنه بزيادة العدد الذري يقل نصف القطر الذري وبالتالي يزداد جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية.

في المجموعات الرأسية:

تقل السالبية الكهربية من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذري.

✍ لأنه بزيادة العدد الذري يزداد نصف القطر الذري وبالتالي يصعب جذب إلكترونات الرابطة نحوها.

تزداد السالبية الكهربية

تقل السالبية الكهربية

1	2	13	14	15	16	17	18
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	4	5	6	7	8	9	10
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
11	12	13	14	15	16	17	18
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
19	20	21	22	23	24	25	26
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe
39	40	41	42	43	44	45	46
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru
55	56	57	58	59	60	61	62
Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm
87	88	89	90	91	92	93	94
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu

❖ الفلور أعلى العناصر سالبية كهربية بينما السيزيوم أقلها سالبية.

السالبية الكهربية	الميل الإلكتروني
مصطلح يشير إلى الذرة المرتبطة مع غيرها	مصطلح يشير إلى الذرة المفردة.
ليس مصطلح طاقة	مصطلح طاقة
قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية.	مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية الكتروناً أو أكثر.

أسئلة الدرس الثاني

اختر الإجابة الصحيحة

1- نصف قطر ذرة الفلور يعرف بأنه:

- ① المسافة بين نواة الذرة وأبعد إلكترون
- ② نصف المسافة بين ذرتي فلور مفردتين
- ③ نصف المسافة بين مركزي الذرتين في جزيء (F₂)
- ④ نصف المسافة بين مركزي الذرتين في جزيء (HF)

2- بالاستعانة ببيانات الجدول التالي، فإن طول الرابطة في جزيء النشادر (NH₃) بوحدة A° هو:

H - H	N - O	H - O	الرابطة
0.6	1.36	0.96	طول الرابطة بالأنجستروم
(0.36) ④	(0.86) ③	(0.66) ②	(1) ①

3 - أيا مما يلي أكبر نصف قطر...؟؟

- ① (Ca²⁺)
- ② (Ca)
- ③ (K⁺)
- ④ (K)

4- ذرات العناصر (Sr³⁸ , Se³⁴ , Ca²⁰ , S¹⁶) تُرتب تصاعديًا حسب نصف القطر كالتالي:

- ① (Se < Ca < Sr < S)
- ② (Ca < Sr < S < Se)
- ③ (S < Se < Ca < Sr)
- ④ (Ca < Sr < Se < S)

5- أصغر جهد تأين أول في العناصر التالية يكون لعنصر:

- ① (¹⁴Si)
- ② (⁶C)
- ③ (¹³Al)
- ④ (⁵B)

6- أي العناصر الآتية له أقل جهد تأين أول؟

- ① (¹¹Na)
- ② (⁷N)
- ③ (⁹F)
- ④ (⁸O)

7- المعادلة التي تمثل جهد التأين الثالث للألومنيوم هي:

- ① $Al_{(g)} \rightarrow Al_{(g)}^{+3} + 3e^- \quad \Delta H = +$
- ② $Al_{(g)}^{+2} \rightarrow Al_{(g)}^{+3} + e^- \quad \Delta H = -$
- ③ $Al_{(g)}^+ \rightarrow Al_{(g)}^{+3} + 2e^- \quad \Delta H = +$
- ④ $Al_{(g)}^{+2} \rightarrow Al_{(g)}^{+3} + e^- \quad \Delta H = +$

8- جهد التأين في المجموعة الواحدة:

- ① يزداد بزيادة العدد الذري
- ② يزداد بزيادة نصف القطر

③ يقل بزيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية ④ يقل بزيادة شحنة النواة الفعالة

9- يقل الميل الإلكتروني في المجموعة الواحدة بزيادة كل مما يأتي ماعدا:

① العدد الذري ② الحجم الذري ③ عدد الكم الرئيسي ④ جهد التأين

10- يقترب الميل الإلكتروني من الصفر في عنصر:

① (7N) ② (6C) ③ (5B) ④ (3Li)

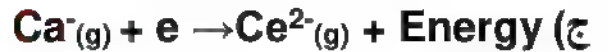
11- العنصر الذي له أقل ميل الإلكتروني في العناصر التالية هو:

① (5B) ② (6C) ③ (7N) ④ (8O)

12- الفرق بين قيمتي جهد التأين الأول والثاني يكون كبير جدًا بالنسبة لذرات عنصر:

(أ) النيون ^{10}Ne (ب) البوتاسيوم ^{19}K (ج) الماغنسيوم ^{12}Mg (د) الألومنيوم ^{13}Al

13- أي المعادلات الآتية تعبر عن جهد التأين الثاني للكالسيوم؟



14- في الدورة الثالثة عند الانتقال من الصوديوم إلى الأرجون يزداد:

(أ) العدد الذري والحجم الذري.

(ب) العدد الذري والسالبية الكهربية.

(ج) الحجم الذري والسالبية الكهربية.

(د) الحجم الذري وجهد التأين.

15- أي من الأيونات الآتية يكون قطرها هو الأكبر؟

(أ) F^- (ب) Na (ج) O^{2-} (د) Mg^{2+}

الدرس الثالث

تابع تدرج الخواص في الجدول الدوري

5- الخاصية الفلزية واللافلزية:

برزيليوس: هو أول من قسم العناصر إلى فلزات ولا فلزات في أوائل القرن التاسع عشر

② اللافلزات	① الفلزات
يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعته بالإلكترونات (5، 6، 7)	يمتلئ غلاف تكافؤها بأقل من نصف سعته بالإلكترونات (1، 2، 3)
عناصر كهروسالبة لأنها تكتسب إلكترونات لتكمل غلاف التكافؤ مكونه أيونات سالبة، لها نفس التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل يليها في الجدول.	عناصر كهروموجبة لأنها تفقد إلكترونات غلاف التكافؤ مكونه أيونات موجبة، لها نفس التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل يسبقها في الجدول.
لا توصل الكهربائية لشدة ارتباط إلكترونات تكافؤها بالنواة فيصعب انتقال الإلكترونات. تتميز بصغر نصف قطرها.	جيدة التوصيل للكهرباء لسهولة انتقال إلكترونات تكافؤها من مكان لآخر داخل الفلز. تتميز بكبر نصف قطرها.
كبر: جهد تأينها - ميلها الإلكتروني - سالبيتها الكهربية.	صغر: جهد تأينها - ميلها الإلكتروني - سالبيتها الكهربية.

أشباه الفلزات:

- هي مجموعة من العناصر:
- لها مظهر الفلزات ومعظم خواص اللافلزات.
 - سالبيتها الكهربائية متوسطة بين الفلزات واللافلزات
 - توصيلها الكهربائي أقل من توصيل الفلزات واكبر كثيراً من توصيل اللافلزات. لذا تعرف بأشباه
الموصلات وتستخدم في صناعة أجزاء من الأجهزة الإلكترونية مثل الترانزستور
من أمثلتها:

📖 **علل:** يعتبر السيزيوم **Cs** أنشط الفلزات، بينما الفلور **F** أنشط اللافلزات.

✍ لأن الصفة الفلزية تزداد في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري وزيادة نصف القطر، والسيزيوم يقع أسفل يسار الجدول الدوري، بينما الصفة اللافلزية تزداد في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري ونقص نصف القطر والفلور يقع أعلى يمين الجدول الدوري.

6- الخاصية الحمضية والقاعدية:

تظهر هذه الصفات في أكاسيد العناصر والتي تنقسم إلى: أكاسيد حامضية – أكاسيد قاعدية – أكاسيد مترددة.

1- الأكاسيد الحامضية:

هي أكاسيد اللافلزات - تذوب في الماء مكونة أحماض - تتفاعل مع القلويات كأحماض وتعطي ملح وماء.

من أمثلتها: $\text{CO}_2, \text{SO}_3, \text{NO}_2$

⊖ تذوب في الماء وتعطي أحماضاً أوكسجينية:



⊖ تتفاعل مع القلويات وتعطي ملح وماء:



2- الأكاسيد القاعدية:

هي أكاسيد الفلزات - بعضها لا يذوب في الماء، والبعض يذوب في الماء ويسمى بالأكاسيد القلوية - تتفاعل مع الأحماض مكونة ملح وماء.

من أمثلتها: $\text{MgO}, \text{Na}_2\text{O}, \text{K}_2\text{O}, \text{CuO}$

⊖ بعضها يذوب في الماء ويكون قلويات: (أكاسيد قلوية)



⊖ بعضها لا يذوب في الماء مثل: $\text{CuO}, \text{Fe}_2\text{O}_3, \text{Ag}_2\text{O}, \text{PbO}$

⊖ تتفاعل مع الأحماض وتعطي ملح وماء:



3- الأكاسيد المترددة:

هي الأكاسيد التي تتفاعل مع الأحماض وكأنها أكاسيد قاعدية وتتفاعل مع القلويات وكأنها أكاسيد حامضية وينتج في الحالتين ملح وماء.

من أمثلتها: Al_2O_3 , ZnO , Sb_2O_3 , SnO

• تتفاعل مع الأحماض كأكاسيد قاعدية وتتفاعل مع القلويات كأكاسيد حامضية وينتج في الحالتين ملح وماء.



تدرج الخواص القاعدية والحامضية في الجدول الدوري:

في الدورات الأفقية:

تقل الصفة القاعدية وتزداد الصفة الحامضية للأكاسيد من اليسار لليمين بزيادة العدد الذري.

في المجموعات الرأسية:

تزداد الخاصية القاعدية وتقل الصفة الحامضية للأكاسيد بزيادة العدد الذري للعنصر.

□ تزداد الخاصية الحامضية للمركبات الهيدروجينية غير الأكسجينية لعناصر المجموعة 17

(الهالوجينات) بزيادة العدد الذري.

✍ لأنه بزيادة العدد الذري في المجموعة يزداد نصف قطر الهالوجين وتقل قوة جذبته لذرة الهيدروجين فيسهل تأينها.

ملحوظة:

- كلما زادت سهولة فصل أيون H^+ زادت قوة الحمض

- كلما زادت سهولة فصل أيون OH^- زادت قوة القاعدة

حمض الهيدروكلوريك أقوى من حمض الهيدروفلوريك.

الفلور والكلور من عناصر المجموعة 7A وتزداد الخاصية الحامضية للمركبات الهيدروجينية غير الأكسجينية لهذه المجموعة بزيادة العدد الذري لأنه كلما اتجهنا لأسفل يزداد نصف القطر فيقل جذب النواة لذرة الهيدروجين فيسهل تأينها

هيدروكسيد البوتاسيوم أقوى من هيدروكسيد الكالسيوم.

البوتاسيوم والكالسيوم يقعان في نفس الدورة (الرابعة) ولكن حجم ذرة البوتاسيوم (في المجموعة 1A) أكبر من حجم ذرة الكالسيوم (في المجموعة 2A) فيقل جذب النواة لمجموعة الهيدروكسيل فيسهل فقدها (يسهل تأينها).

الخواص الحامضية والقاعدية للمركبات الهيدروكسيلية:

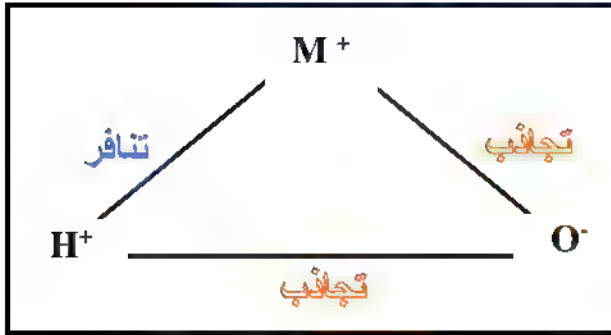
تعتبر القواعد والأحماض الأكسجينية مركبات هيدروكسيلية يرمز لها بالصيغة العامة MOH

ويمكن وصف قوى التجاذب والتنافر بين العناصر

الثلاث كما بالشكل المقابل:

ويحدد سلوك المركب MOH كحمض أو كقاعدة

حسب حجم الذرة M وشحنتها الموجبة.



ويمكن توضيح هذه العلاقة من خلال الجدول التالي:

الذرة M لافلز	الذرة M فلز	
صغير	كبير	نصف القطر
كبيرة	صغيرة	شحنة M الموجبة
قوة الجذب بين (M ⁺ , O ⁻) أكبر من قوة الجذب بين (H ⁺ , O ⁻) أي تنجذب الـ O أكثر إلى M	قوة الجذب بين (M ⁺ , O ⁻) أصغر من قوة الجذب بين (H ⁺ , O ⁻) أي تنجذب الـ O أكثر إلى H	قوة الجذب
تتأين المادة كحمض وتعطي أيون الهيدروجين	تتأين المادة كقاعدة وتعطي أيون الهيدروكسيل	التأين
MOH \rightleftharpoons MO ⁻ + H ⁺	MOH \rightleftharpoons M ⁺ + OH ⁻	المعادلة

ملحوظة: إذا تساوت قوة الجذب بين (M⁺, O⁻) مع قوة الجذب بين (H⁺, O⁻) فإن المركب يتأين كحمض أو كقاعدة حسب الوسط الذي يوضع فيه.

فإذا كان الوسط حمضي يسلك كقاعدة وإذا كان الوسط قاعدي يسلك كحمض.

قوة الأحماض الأكسجينية:

كلما زاد عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بالهيدروجين زادت قوة الحمض الأكسجيني.

الصيغة العامة للأحماض الأكسجينية MO_n(OH)_m

حيث: (M) هي ذرة العنصر.

(n) عدد ذرات الأكسجين غير مرتبطة بالهيدروجين.

(m) عدد ذرات الأكسجين المرتبطة بالهيدروجين.

الحمض	اسم الحمض	الصيغة $MO_n(OH)_m$	عدد ذرات O غير المرتبطة بـ H	نوع الحمض
H_4SiO_4	الأرثوسليكونيك	$Si(OH)_4$	0	حمض ضعيف
H_3PO_4	الأرثوفوسفوريك	$PO(OH)_3$	1	حمض متوسط
H_2SO_4	الكبريتيك	$SO_2(OH)_2$	2	حمض قوى
$HClO_4$	البيروكلوريك	$ClO_3(OH)$	3	حمض قوى جداً

علل: حمض البيروكلوريك أقوى من حمض الكبريتيك.

لأن حمض البيروكلوريك $ClO_3(OH)$ يحتوي على 3 ذرات أكسجين غير مرتبطة بالهيدروجين بينما حمض الكبريتيك $SO_2(OH)_2$ يحتوي على 2 ذرة أكسجين غير مرتبطة بالهيدروجين وكلما زاد عدد ذرات الأكسجين الغير مرتبطة بالهيدروجين كلما زادت قوة الحمض الأكسجين.

1 - تقع أقوى الفلزات ضمن عناصر:

① المجموعة (7A)

② الدورة الأولى

③ المجموعة الصفرية

④ لها التركيب الإلكتروني الخارجي (ns^1)

2 - أقوى فلزات المجموعة (1A) يتصف بكل مما يأتي ماعدا:

① أقلهم جهد تأين

② أكبرهم حجماً

③ يقع في الدورة الأولى

④ أقلهم ميل إلكتروني

3- أكبر العناصر صفة فلزية في كل مجموعة هو:

① الأكبر حجماً

② الأعلى جهد تأين

③ الأقل عدد كم رئيسي

④ الأكثر سلبية

4- العنصر الذي له أكبر صفة فلزية فيما يلي هو:

① (^{16}S)

② (^{14}Si)

③ (^{13}Al)

④ (^{20}Ca)

5- أيًا مما يأتي يمكن أن ينتج عن ذوبان أكسيد فلز في الماء؟

① حمض الكربونيك

② هيدروكسيد كالسيوم

③ حمض الفوسفوريك

④ خارصينات الصوديوم

6- عند ذوبان أكسيد الكالسيوم في الماء ثم اختبار الوسط بورقة عباد الشمس، فإنها تعطي لون:

- ① أحمر ② أزرق ③ لا تتأثر ④ بنفسجي

7- عنصر (X) صيغة أكسيده (X_2O) ومحلولة يُزرق ورقة عباد الشمس، فإن العنصر (X) يقع في:

① المجموعة (7A)

② المجموعة (6A)

③ المجموعة (2A)

④ المجموعة (1A)

8- النسبة بين (n:m) لحمض الفوسفوريك (H_3PO_4) هي:

① ($n = 3, m = 1$)

② ($n = 1, m = 3$)

③ ($n = 3, m = 2$)

④ ($n = 3, m = 4$)

9- إذا كانت قوة الجذب (O, M) = قوة الجذب (O, H) في المركب (MOH)، فإن أكسيد العنصر (M):

① أكسيد حامضي

② أكسيد قاعدي

③ يتفاعل مع الأحماض والقلويات

④ لا يتفاعل مع الأحماض

10- عنصر (X) يحتوي مستواه الرئيسي الأخير ($n = 3$) على ست إلكترونات، فيكون أكسيده:

① حامضي ② قاعدي ③ متردد ④ متعادل

11- (A, B, C) ثلاث عناصر من المجموعة 7A تترتب أحماضهم الهيدروجينية حسب قوتها كالتالي

($HC < HB < HA$)، فإن:

① (C) أكبر حجمًا من (A) ② (A) أكبر سالبية كهربية من (B)

③ (C) أصغر حجمًا من (A) ④ (B) له صفة لافلزية أكبر من (C)

12- عند إضافة هيدروكسيد الصوديوم إلى راسب أبيض من هيدروكسيد الألومنيوم، فإن كل مما يأتي

صحيح ما عدا:

- ① هيدروكسيد الألومنيوم مادة مترددة
- ② يسلك هيدروكسيد الألومنيوم سلوك الأحماض
- ③ لا يحدث تفاعل لوجود مجموعة (OH) في المركبين
- ④ يذوب هيدروكسيد الألومنيوم في هيدروكسيد الصوديوم

الدرس الرابع أعداد التأكسد

عدد التأكسد: هو عدد يمثل الشحنة الكهربائية (الموجبة أو السالبة) التي تبدو على الأيون أو الذرة سواء كان المركب أيونياً أو تساهمياً.

الجدول التالي يوضح دلالة عدد التأكسد الموجب أو السالب:

المركب التساهمي	المركب الأيوني	
عدد الإلكترونات التي أزيحت بعيداً عن الذرة الأقل سالبة كهربياً	عدد الإلكترونات التي فقدتها الذرة لتعطي أيون موجب (كاتيون)	عدد التأكسد الموجب
عدد الإلكترونات التي أزيحت نحو الذرة الأعلى سالبة كهربياً	عدد الإلكترونات التي اكتسبتها الذرة لتعطي أيون سالب (أنيون)	عدد التأكسد السالب

قواعد حساب أعداد التأكسد

- ❖ عدد تأكسد أي عنصر مهما كان عدد ذرات يساوي صفر (O_2, O_3, P_4, Cu, H_2) لأن الإزاحة الإلكترونية بين الذرات تكون متساوية.
- ❖ عدد تأكسد أي مجموعة ذرية أو أيون يساوي الشحنة التي يحملها (التي تكتب أعلاه):

فوسفات	نيتريت	نترات	هيدروكسيد	كربونات	سلفات	أمونيوم	صيفتها
PO_4^{3-}	NO_2^-	NO_3^-	OH^-	CO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NH_4^+	عدد التأكسد
- 3	- 1	- 1	- 1	- 2	- 2	+ 1	

- ❖ عدد تأكسد عناصر المجموعة الأولى (1A) (Li, Na, K) في مركباتها دائماً (+1) وعناصر المجموعة الثانية (2A) (Mg, Ca, Ba) في جميع مركباتها دائماً (+2) وعناصر المجموعة الثالثة (3A) (Al) في جميع مركباته دائماً (+3).
- ❖ عدد تأكسد الأكسجين في جميع مركباته -2 ماعداً:
 - فوق الأكسيد مثل (H_2O_2, Na_2O_2) يكون -1
 - وكذلك في سوپر الأكسيد (KO_2) يكون - 1/2
 - وفي فلوريد الأكسجين OF_2 يكون +2 لأن السالبية الكهربائية للفلور أعلى من الأكسجين
- ❖ عدد تأكسد الكلور Cl والبروم Br واليود I يكون -1 ماعداً في مركباتها مع الأكسجين.
- ❖ الفلور عدد تأكسده -1 دائماً لأنه أعلى العناصر سالبة كهربياً.
- ❖ عدد تأكسد الهيدروجين في جميع مركباته +1 ماعداً في هيدريدات الفلزات يكون -1
- ❖ مجموع أعداد تأكسد عناصر المركب المتعادل = صفر

هيدريدات الفلزات: هي مركبات أيونية تتكون من اتحاد الفلزات مع الهيدروجين وعدد تأكسده فيها -1 وعند التحليل الكهربائي لها يتصاعد غاز الهيدروجين عند المصعد الموجب (الأنود) لأنه أيون سالب.

طريقة حساب أعداد التأكسد:

مثال (1): احسب عدد تأكسد الكروم في ثاني كرومات البوتاسيوم ($K_2Cr_2O_7$).

∴ المركب متعادل ∴ مجموع أعداد تأكسد عناصره = صفر



$$(2- \times 7) + 2\text{س} + (1+ \times 2) = \text{صفر}$$

$$-14 + 2\text{س} + 2 = \text{صفر} \quad -12 + 2\text{س} = \text{صفر} \quad \therefore \text{س} = 6+$$

∴ عدد تأكسد الكروم في ثاني كرومات البوتاسيوم = 6+

مثال (2): احسب عدد تأكسد الكبريت في SO_3^{2-}

∴ الرمز يعبر عن أيون ∴ عدد تأكسده = 2-

$$(2- \times 3) + \text{س} = 2- \quad -6 + \text{س} = 2- \quad \therefore \text{س} = 2 - 6 = 4+$$

∴ عدد تأكسد الكبريت في مجموعة الكبريتيت = 4+

استخدام عدد التأكسد في تحديد الأكسدة والاختزال:

معرفة التغير الذي يحدث للعنصر من حيث التأكسد والاختزال أثناء التفاعلات الكيميائية.

التأكسد: عملية فقد إلكترونات ينتج عنها زيادة في الشحنة الموجبة أو نقص الشحنة السالبة.

الاختزال: عملية اكتساب إلكترونات ينتج عنها نقص في الشحنة الموجبة أو زيادة الشحنة السالبة.

هناك تفاعلات لا يحدث فيها أكسدة أو اختزال، والسبب في ذلك أن هذا النوع من المعادلات يحدث فيه تبادل بين الأيونات دون انتقال الإلكترونات مثل:

➤ تفاعلات الأحماض مع أملاح كربونات أو بيكربونات الفلزات.



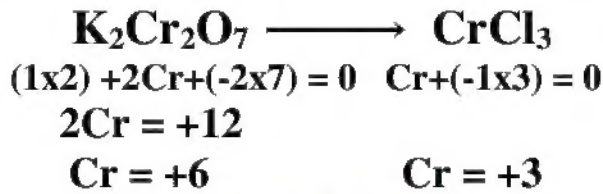
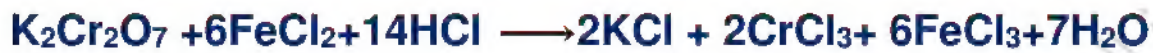
➤ تفاعلات الأحماض مع أكسيد أو هيدروكسيد الفلز.



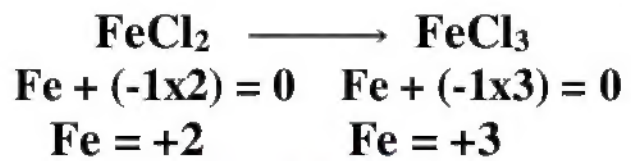
➤ تفاعلات محاليل الأملاح مع بعضها.



مثال: بين نوع التغير الحادث من أكسدة واختزال للكروم والحديد في التفاعل التالي ان وجد



عملية اختزال
حدثت عملية اختزال للكروم
لنقص عدد تأكسده من
6+ إلى 3+
عامل مؤكسد



عملية أكسدة
حدثت عملية أكسدة للحديد
لزيادة عدد تأكسده من
2+ إلى 3+
عامل مختزل

أسئلة الدرس الرابع

اختر الإجابة الصحيحة

1 - عدد تأكسد أيون الخارصينات يساوي:

- ① (-2) ② (-1) ③ (Zero) ④ (+2)

2 - عدد تأكسد أيون السوبر أكسيد يساوي:

- ① (-2) ② (-1) ③ $(-\frac{1}{2})$ ④ (+2)

3 - عدد تأكسد الأكسجين في أيون السوبر أكسيد يساوي:

- ① (-2) ② (-1) ③ $(-\frac{1}{2})$ ④ (+2)

4 - عدد تأكسد الكبريت في (SO_3) يساوي:

- ① (-2) ② (+2) ③ (+6) ④ (+4)

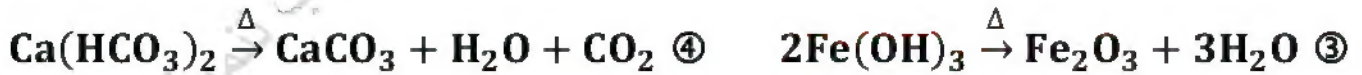
5 - عدد تأكسد النيتروجين في أنيون المركب (NH_4NO_3) يساوي:

- ① (+6) ② (+5) ③ (-4) ④ (-3)

6 - في أي المركبات التالية يكون عدد تأكسد الهيدروجين (+1)؟

- ① (KH) ② (CaH_2) ③ (AlH_3) ④ (NH_3)

7 - كل التفاعلات التالية لا تُعتبر تفاعلات أكسدة واختزال ماعدا:



8 - يتساوى عدد الإلكترونات في الأيون الموجب مع عدد إلكترونات الأيون السالب في جميع المركبات

التالية ماعدا:

- ① (MgO) ② (MgF_2) ③ (KF) ④ (KCl)

9 - ما قيمة (x) في نصف التفاعل التالي $N^{-3} \rightarrow N^{+2} + xe^{-}$ ؟

- ① (5) ② (3) ③ (2) ④ (1)

10 - أيًا مما يأتي يدل على حدوث عملية اختزال؟



نموذج الإجابة

الباب الثاني

الدرس الأول

السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة
1	2	13	2	10	4	7	5	4	3
2	2	14	2	11	1	8	3	5	4
3	3			12	3	9	3	6	3

الباب الثاني

الدرس الثاني

السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة
1	3	9	4	7	4	5	4	3	4
2	1	10	1	8	3	6	1	4	3

الباب الثاني

الدرس الثالث

السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة
1	4	9	3	7	4	5	2	3	1
2	3	10	1	8	2	6	2	4	4

الباب الثاني

الدرس الرابع

السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة
1	1	9	1	7	2	5	2	3	3
2	2	10	3	8	3	6	4	3	3